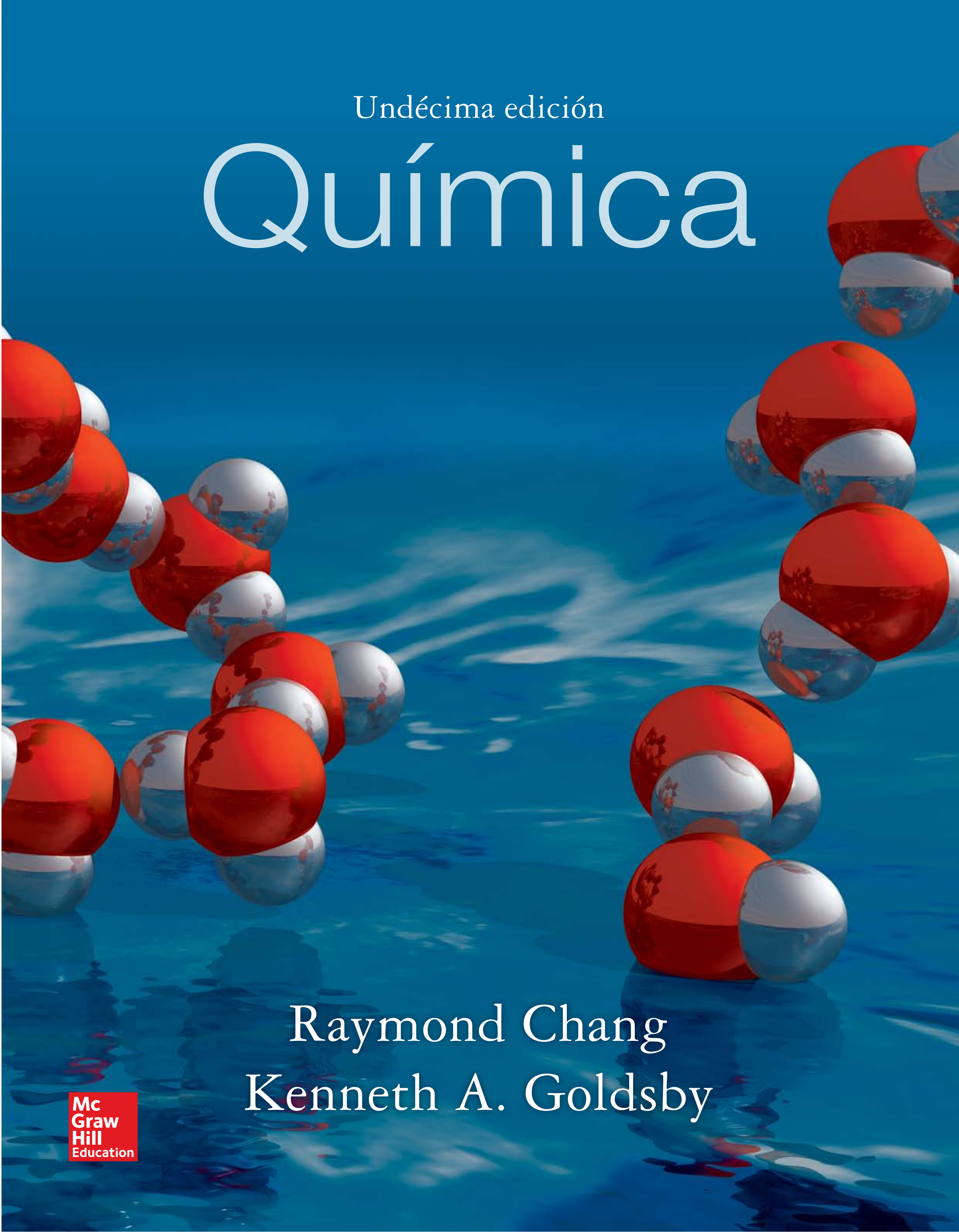
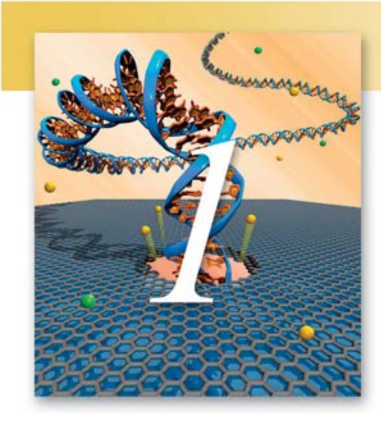
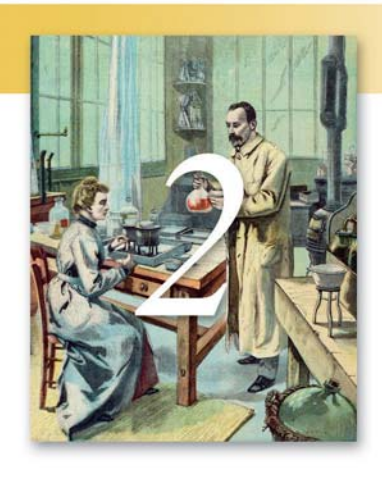

Undécima edición
Química
Raymond Chang
Kenneth A. Goldsby
Mc Graw Hill Education

Contenido



Química: El estudio del cambio 1



Átomos, moléculas y iones 38

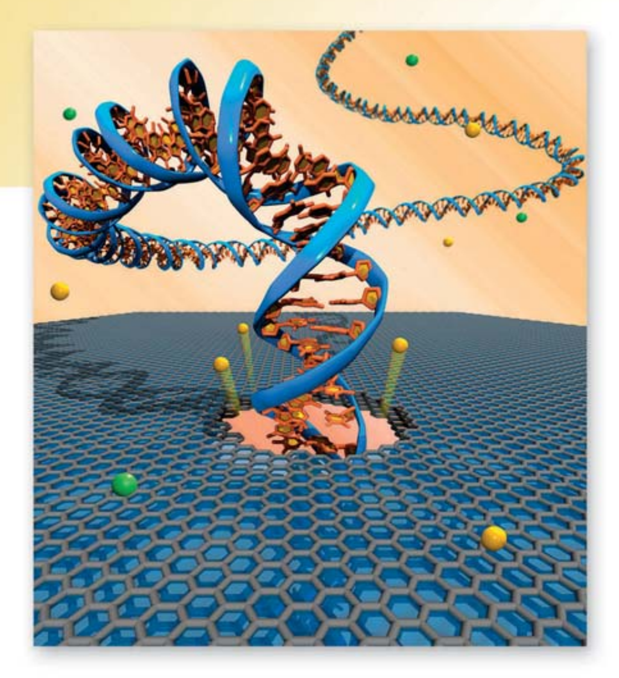


Relaciones de masa en las reacciones químicas 75

Capítulo 1

Química

El estudio del cambio



Al aplicar campos eléctricos para empujar las moléculas de ADN a través de poros creados en grafeno, los científicos han desarrollado una técnica, que algún día se usará, para el secuenciamiento rápido de cuatro bases químicas de acuerdo con sus propiedades eléctricas únicas.

Sumario

Avance del capítulo

- Este capítulo inicia con una breve introducción al estudio de la química y su función dentro de la sociedad moderna. (1.1 y 1.2)
- A continuación conoceremos las bases del método científico, que es una metodología sistemática para la investigación en todas las disciplinas científicas. (1.3)
- Definiremos el concepto de materia y observaremos que una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. Distinguiremos entre una mezcla homogénea y una heterogénea. Aprenderemos que, en principio, toda la materia puede existir en cualquiera de tres estados: sólido, líquido o gaseoso. (1.4 y 1.5)
- Para caracterizar una sustancia necesitamos conocer sus propiedades físicas, las cuales son observables sin que sus propiedades químicas e identidad sufran cambio alguno, lo que sólo puede demostrarse mediante cambios químicos. (1.6)
- Debido a que se trata de una ciencia experimental, la química involucra el uso de las mediciones. Conoceremos las unidades básicas del Sistema Internacional de Medidas (SI) y emplearemos sus unidades derivadas en cantidades como el volumen y la densidad. También estudiaremos las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y Kelvin. (1.7)
- Con frecuencia, los cálculos químicos implican el uso de cantidades muy pequeñas o muy grandes, y una manera conveniente para tratar con algunas de estas cifras es la notación científica. En los cálculos o mediciones cada cantidad debe presentar el número adecuado de cifras significativas, las que corresponden a dígitos importantes. (1.8)
- Por último, entenderemos la utilidad del análisis dimensional para los cálculos químicos. Al considerar las unidades a lo largo de la secuencia completa de cálculos, todas las unidades se cancelarán, a excepción de aquella que se busca. (1.9)
- La resolución de problemas del mundo real frecuentemente significa hacer suposiciones y simplificaciones. (1.10)

La química es una ciencia activa y en evolución que tiene importancia vital en nuestro planeta, tanto en la naturaleza como en la sociedad. Aunque sus raíces son antiguas, la química es en todos sentidos una ciencia moderna, como veremos más adelante.

Iniciaremos el estudio de la química en el nivel macroscópico, donde es posible observar y medir los materiales que forman nuestro mundo. En este capítulo analizaremos el método científico, que es la base para la investigación no sólo en química, sino también en las demás ciencias. Luego, descubriremos la forma en que los científicos definen y caracterizan la materia. Por último, dedicaremos tiempo al aprendizaje del manejo de los resultados numéricos de las mediciones químicas y a la resolución de problemas numéricos. En el capítulo 2 iniciaremos la exploración del mundo microscópico de átomos y moléculas.

1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI

化学

El ideograma chino para el término química significa "el estudio del cambio".

*La **química** es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella*. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de ella, nuestra vida sería más breve en lo que llamaremos condiciones primitivas: sin automóviles, sin electricidad, sin computadoras, ni discos compactos y muchas otras comodidades.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por lo tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo XX nos ha brindado medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista. El uso de computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas (unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química), y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.

En este principio del siglo XXI conviene preguntarnos qué función tendrá la ciencia central en esta centuria. Es casi indudable que la química mantendrá una función determinante en todas las áreas de la ciencia y la tecnología. Antes de profundizar en el estudio de la materia y su transformación, consideremos algunas fronteras que los químicos exploran actualmente (figura 1.1). Sin importar las razones por las que tome un curso de introducción a la química, el conocimiento adecuado de esta disciplina le permitirá apreciar sus efectos en la sociedad y en usted.

1.2 Estudio de la química

En comparación con otras disciplinas, es común la idea de que la química es más difícil, al menos en el nivel básico. Dicha percepción se justifica hasta cierto punto, por ejemplo, es una disciplina con un vocabulario muy especializado. Sin embargo, si éste es el primer curso de química que toma usted, ya está familiarizado con el tema mucho más de lo que supone. En las conversaciones cotidianas escuchamos palabras relacionadas con la química, si bien no necesariamente usadas en el sentido científicamente correcto. Ejemplo de ello son términos como "electrónica", "salto cuántico", "equilibrio", "catalizador", "reacción en cadena" y "masa crítica". Además, si usted cocina, ¡entonces es un químico en acción! Gracias a su experiencia en la cocina, sabe que el aceite y el agua no se mezclan y que si deja hervir el agua en la estufa llega un momento en que se evapora por completo. También aplica los principios de la química y la física cuando usa el bicarbonato de sodio en la elaboración de pan; una olla a presión para abreviar el tiempo de preparación de guisos, añade ablandador de carnes a un platillo, exprime un limón sobre rebana-

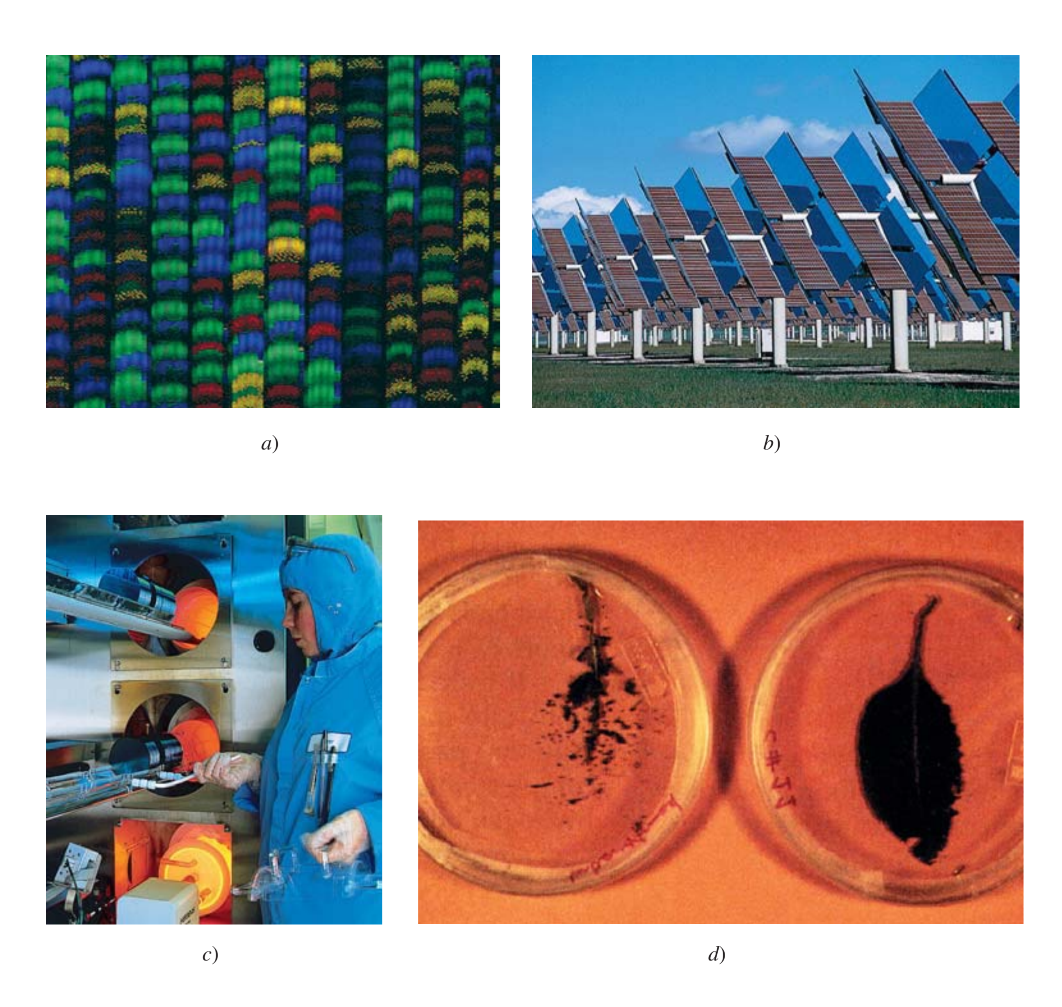


Figura 1.1 *a*) Salida de datos de un equipo automatizado secuenciador de ADN. Cada línea muestra una secuencia (indicada por colores distintos) obtenida de muestras distintas de ADN. *b*) Celdas fotovoltaicas. *c*) Fabricación de oblea de silicio. *d*) La hoja de la izquierda se tomó de una planta de tabaco no sometida a ingeniería genética y expuesta a la acción del gusano del tabaco. La hoja de la derecha sí fue sometida a ingeniería genética y apenas la atacaron los gusanos. Es posible aplicar la misma técnica para proteger las hojas de otras clases de plantas.

das de pera para evitar que se tornen oscuras o sobre el pescado para minimizar su olor, o agrega vinagre al agua en la que cuece huevos. Todos los días observamos esos cambios sin pensar en su naturaleza química. El propósito de este curso es hacer que usted piense como químico, que vea el *mundo macroscópico*, lo que podemos ver y tocar directamente, y visualice las partículas y fenómenos del *mundo microscópico* que no podemos experimentar sin la tecnología moderna y nuestra imaginación.

Al principio es factible que le confunda que su profesor de química y este libro alternen de manera continua entre los mundos microscópico y macroscópico. Simplemente debe tener presente que los datos de las investigaciones químicas provienen de observaciones de fenómenos a gran escala, si bien las explicaciones suelen radicar en el mundo microscópico invisible e imaginario de átomos y moléculas. En otras palabras, los químicos con frecuencia *ven* algo (en el mundo macroscópico) y *piensan* en algo más (en el mundo microscópico). Por ejemplo, al observar los clavos oxidados de la figura 1.2, un químico pensaría en las propiedades básicas de los átomos individuales de hierro y la forma en que interaccionan dichas unidades con otros átomos y moléculas para producir el cambio observado.

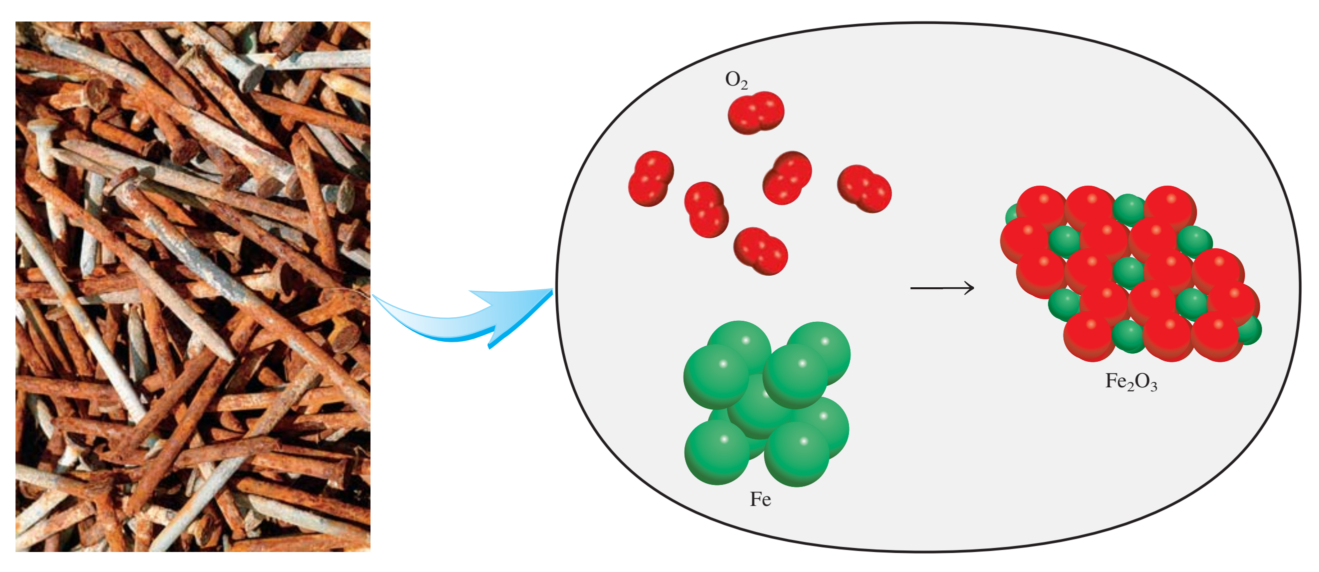


Figura 1.2 Vista molecular simplificada de la formación de la herrumbre (Fe_2O_3) a partir de átomos de hierro (Fe) y moléculas de oxígeno (O_2). En realidad, el proceso requiere agua y la herrumbre también contiene moléculas de agua.

1.3 El método científico

Todas las ciencias, incluidas las sociales, recurren a variantes de lo que se denomina ***método científico***, que es *un enfoque sistemático para la investigación*. Por ejemplo, un psicólogo, que pretende indagar el efecto del ruido en la capacidad de las personas para aprender química, y un químico, interesado en medir el calor liberado por la combustión del hidrógeno gaseoso en presencia de aire, utilizarían aproximadamente el mismo procedimiento en sus investigaciones. El primer paso consiste en definir de manera minuciosa el problema. El siguiente es realizar experimentos, elaborar observaciones detalladas y registrar la información, o *datos*, concernientes al sistema, es decir, a la parte del universo que se investiga. (En los ejemplos anteriores los sistemas son el grupo de personas que estudia el psicólogo y una mezcla de hidrógeno y aire, respectivamente.)

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser ***cualitativos***, o sea, *consistentes en observaciones generales acerca del sistema*, y ***cuantitativos***, es decir, *comprende los números obtenidos de diversas mediciones del sistema.* En general, los químicos usan símbolos y ecuaciones estandarizados en el registro de sus mediciones y observaciones. Esta forma de representación no sólo simplifica el proceso de registro, sino que también constituye una base común para la comunicación con otros químicos.

Una vez terminados los experimentos y registrados los datos, el paso siguiente del método científico es la interpretación, en la que el científico intenta explicar el fenómeno observado. Con base en los datos recopilados, el investigador formula una ***hipótesis***, que es *una explicación tentativa de un conjunto de observaciones*. Luego, se diseñan experimentos adicionales para verificar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el proceso se inicia de nuevo. En la figura 1.3 se resumen los pasos principales del proceso de investigación.

Después de recopilar un gran volumen de datos, a menudo es aconsejable resumir la información de manera concisa, como una ley. En la ciencia, una ***ley*** es *un enunciado conciso, verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que es siempre la misma bajo iguales condiciones*. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento de sir Isaac Newton, que tal vez recuerde de sus cursos de física, afirma que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ($F = ma$). El significado de esta ley es que el aumento en la masa o en la



Figura 1.3 Los tres niveles del estudio de la química y su relación. La observación corresponde a fenómenos en el mundo macroscópico; los átomos y moléculas conforman el mundo microscópico. La representación es una escritura científica abreviada que describe un experimento con símbolos y ecuaciones químicas. Los químicos usan su conocimiento de los átomos y moléculas para explicar un fenómeno observado.

aceleración de un objeto siempre incrementa en forma proporcional su fuerza, en tanto que una disminución en la masa o en la aceleración invariablemente reduce su fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales de su validez pueden convertirse en teorías. Una ***teoría*** es *un principio unificador que explica un conjunto de hechos o las leyes basadas en esos hechos.* Las teorías también son sometidas a valoración constante. Si una teoría es refutada en un experimento se debe desechar o modificar para hacerla compatible con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede tardar años o inclusive siglos, en parte por la carencia de la tecnología necesaria. La teoría atómica, que es tema del capítulo 2, es un ejemplo de esto. Se precisaron más de 2 000 años para confirmar este principio fundamental de la química que propuso Demócrito, un filósofo de la antigua Grecia. Un ejemplo más contemporáneo es la teoría del Big Bang sobre el origen del universo, que se comenta en la página 6.

Los adelantos científicos pocas veces, si acaso, se logran de manera rígida, paso a paso. En ocasiones una ley precede a la teoría correspondiente o viceversa. Es posible que dos científicos empiecen a trabajar en un proyecto exactamente con el mismo objetivo y terminen con enfoques distintos. Después de todo los científicos son seres humanos, y su forma de pensar y trabajar está sujeta a la influencia considerable de sus antecedentes, su capacitación y su personalidad.

El desarrollo de la ciencia ha sido irregular y, a veces, ilógico. Los grandes descubrimientos son resultado de las contribuciones y las experiencias acumuladas de muchos investigadores, pese a que el crédito por la formulación de una teoría o ley por lo regular se otorga a una sola persona. Por supuesto, la suerte es un factor en los descubrimientos científicos, si bien se ha afirmado que "las oportunidades favorecen a las mentes preparadas". Se requiere atención y capacidad para reconocer la importancia de un descubrimiento accidental y sacar máximo provecho de él. Es muy frecuente que el público general se entere sólo de los adelantos científicos espectaculares. Sin embargo, por cada una de esas historias muy conocidas existen cientos de casos de científicos que han dedicado años a trabajar en proyectos que finalmente terminaron siendo infructuosos, y en los que se logran resultados positivos sólo después de muchos errores y a un ritmo tan lento que pasan desapercibidos. Inclusive esas investigaciones infructuosas contribuyen de alguna manera al avance continuo del conocimiento del universo físico. Es el amor por la investigación lo que mantiene a muchos científicos en el laboratorio.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

a) Una hipótesis siempre conduce a la formulación de una ley.
b) El método científico es una secuencia rigurosa de pasos para la resolución de problemas.
c) Una ley resume una serie de observaciones experimentales; una teoría ofrece una explicación de esas observaciones.



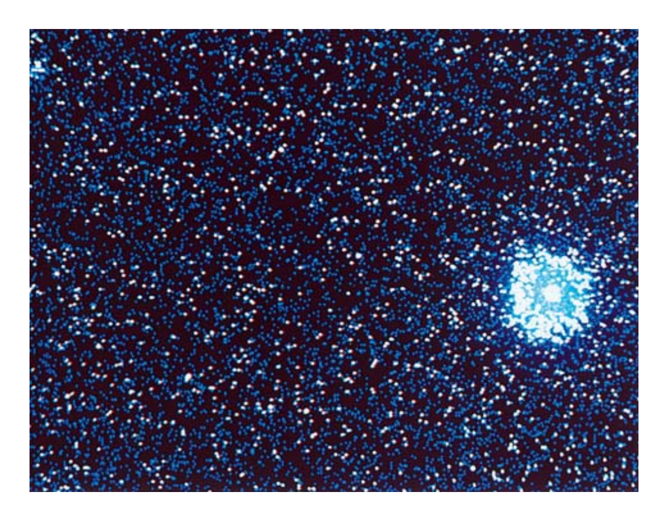
El helio primigenio y la teoría del Big Bang

¿De dónde venimos? ¿Cómo se originó el universo? Los seres humanos nos hemos formulado estas preguntas desde que tenemos capacidad de raciocinio. La búsqueda de respuestas constituye un ejemplo del método científico.

En la década de 1940 George Gamow, físico ruso-estadounidense, planteó la hipótesis de que el universo se inició miles de millones de años atrás con una explosión gigantesca, el *Big Bang*. En esos primeros momentos, el universo ocupaba un volumen diminuto y su temperatura era más alta de lo imaginable. Esta brillante bola de fuego de radiación mezclada con partículas microscópicas de materia se enfrió gradualmente, hasta que se formaron los átomos. Por la influencia de la fuerza de gravedad, estos átomos se agruparon para formar miles de millones de galaxias, incluida la nuestra: la Vía Láctea.

El concepto de Gamow es interesante y muy provocativo. Se ha puesto a prueba experimentalmente de diversas maneras. Por principio de cuentas, las mediciones demostraron que el universo está en expansión, es decir, que las galaxias se alejan unas de otras a gran velocidad. Este hecho es compatible con el nacimiento explosivo del universo. Al imaginar tal expansión en retroceso, como cuando se rebobina una película, los astrónomos han deducido que el universo se inició hace unos 13 000 millones de años. La segunda observación que sustenta la hipótesis de Gamow es la detección de *radiación cósmica de fondo*. A lo largo de miles de millones de años, ¡el universo inimaginablemente caliente se ha enfriado hasta una temperatura de 3 K (o sea, −270°C)! A esta temperatura, gran parte de la energía corresponde a la región de microondas. Puesto que el *Big Bang* habría ocurrido simultáneamente en todo el diminuto volumen del universo en formación, la radiación que generó debe haber llenado todo el universo. Así pues, la radiación debe ser la misma en todo el universo que observamos. De hecho, las señales de microondas que registran los astrónomos son *independientes* de la dirección.

El tercer dato que sustenta la hipótesis de Gamow es el descubrimiento del helio primigenio. Los científicos piensan que el helio y el hidrógeno (los elementos más ligeros) fueron los primeros que se formaron en las etapas iniciales de la evolución cósmica. (Se cree que otros elementos más pesados, como el carbono, el nitrógeno y el oxígeno, se formaron más adelante por reacciones nucleares en las que participaron el hidrógeno y el helio, en el centro de las estrellas.) De ser así, un gas difuso formado por hidrógeno y helio se habría diseminado por todo el universo naciente antes de que se formaran muchas de las galaxias. En 1995, los astrónomos que analizaron la luz ultravioleta proveniente de un lejano *quasar* (poderosa fuente de luz y de señales de radio que se considera como una galaxia en explosión en el borde del universo) descubrieron que una parte de la luz era absorbida por los átomos de helio en su trayecto a la Tierra. Puesto que el quasar en cuestión dista de nuestro planeta más de 10 000 millones de años luz (un año luz es la distancia que recorre la luz en un año), la luz que llega a la Tierra corresponde a fenómenos que ocurrieron hace más de 10 000 millones de años. ¿Por qué el hidrógeno no fue el elemento más abundante que se detectó? El átomo de hidrógeno tiene un solo electrón, que se desprende por la luz de un quasar en el proceso llamado *ionización*. Los átomos de hidrógeno ionizados no pueden absorber en absoluto la luz del quasar. Por otra parte, el átomo de helio tiene dos electrones. La radiación puede quitarle al helio uno de sus electrones; pero no siempre ambos. Los átomos de helio ionizados todavía absorben luz y, por lo tanto, son detectables.



Fotografía a color de alguna galaxia distante y un quasar.

Los defensores de la explicación de Gamow se regocijaron ante la detección de helio en los confines distantes del universo. En reconocimiento de todos los datos sustentadores, los científicos ahora se refieren a la hipótesis de Gamow como teoría del Big Bang.

1.4 Clasificación de la materia

En la sección 1.1 definimos la química como el estudio de la materia y los cambios que experimenta. La ***materia*** es *todo lo que ocupa espacio y tiene masa.* La materia incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, la tierra y los árboles) y lo que no podemos ver ni tocar (como el aire). Así pues, todo en el universo tiene una conexión "química".

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos y compuestos, además de los átomos y moléculas, que estudiaremos en el capítulo 2.

Sustancias y mezclas

Una ***sustancia*** es *una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas*. Son ejemplos de ello el agua, el amoniaco, el azúcar de mesa (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias difieren entre ellas por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

Una ***mezcla*** es *una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades distintivas*. Algunos ejemplos familiares son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Así, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etcétera.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una ***mezcla homogénea***, en la que *la composición de la mezcla es uniforme*. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas (figura 1.4). En tal caso se habla de una ***mezcla heterogénea*** porque *su composición no es uniforme*.

Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes. Así pues, el azúcar se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo. La condensación del vapor permite recuperar el agua. En cuanto a la separación de la mezcla hierro-arena, es posible usar un imán para separar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena misma [figura 1.4*b*)]. Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un ***elemento*** es *una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos.* Hasta la fecha se han identificado 118 elementos. La mayoría de éstos se encuentran de manera natural en la Tierra. Los otros se han obtenido por medios científicos mediante procesos nucleares, que son tema del capítulo 19.



a)



b)

Figura 1.4 *a*) La mezcla contiene virutas de hierro y arena. *b*) Un imán permite separar las virutas de hierro de la mezcla. Esta misma técnica se usa en mayor escala para separar hierro y acero de objetos no magnéticos, como aluminio, vidrio y plásticos.

Tabla 1.1 **Algunos elementos comunes y sus símbolos**

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

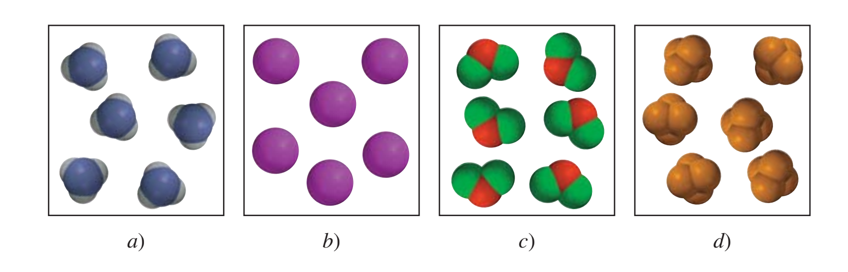
Por conveniencia, los químicos usan símbolos de una o dos letras para representar los elementos. Cuando son dos letras la primera *siempre* es mayúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. En la tabla 1.1 se muestran los nombres y símbolos de algunos de los elementos más comunes; en las páginas finales de este libro aparece una lista completa de los elementos y sus símbolos. Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro) y Na de *natrium* (sodio), en cambio, en muchos otros casos guardan correspondencia con su nombre en inglés. En el apéndice 1 se incluye una lista del origen de los nombres de la mayoría de los elementos y de sus descubridores.

Los átomos de una gran cantidad de elementos pueden interactuar entre sí para formar compuestos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua consiste en dos partes de hidrógeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia Exterior o de las capas de hielo de Marte. Así pues, el agua es un ***compuesto***, o sea, *una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas*. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

Las relaciones entre los elementos, compuestos y otras categorías de materia se resumen en la figura 1.5.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes diagramas representa elementos y cuál representa compuestos? Cada esfera de color (o esfera truncada) representa un átomo.



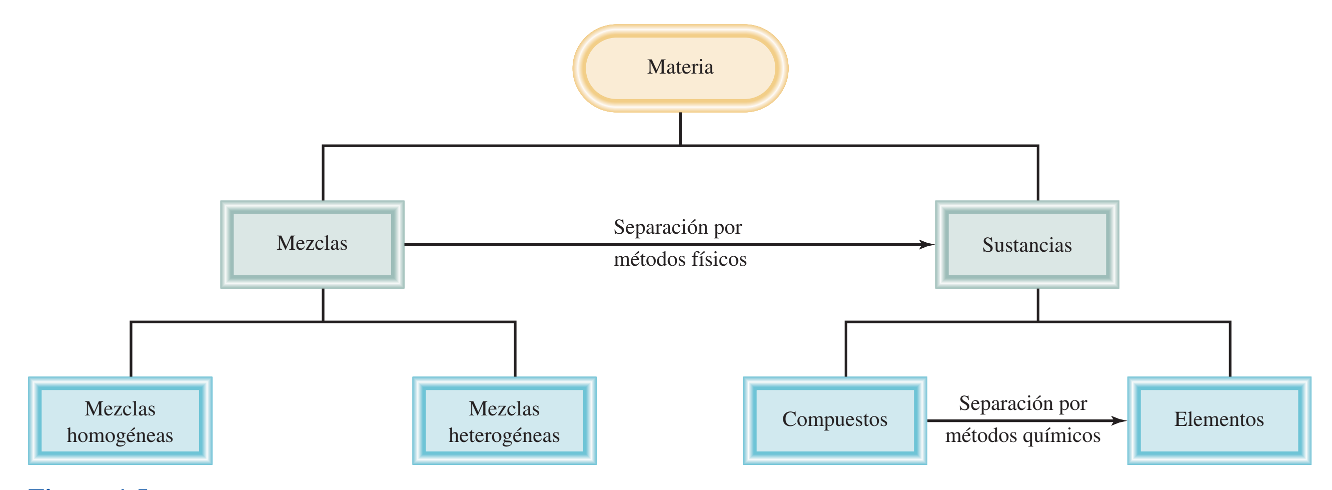


Figura 1.5 Clasificación de la materia.

1.5 Los tres estados de la materia

Por lo menos al principio, todas las sustancias pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gas. Como se muestra en la figura 1.6, los gases difieren de los líquidos y sólidos en la distancia que media entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Las moléculas de un líquido están cerca unas de otras, sin que se mantengan en una posición rígida, por lo que pueden moverse. En un gas, las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el tamaño de las moléculas mismas.

Son posibles las conversiones entre los tres estados de la materia sin que cambie la composición de la sustancia. Al calentar un sólido (por ejemplo, el hielo) se funde y se transforma en líquido (agua). (La temperatura en la que ocurre esa transición se denomina *punto de fusión*.) Su calentamiento adicional convierte el líquido en gas. (Esta conversión sobreviene en el *punto de ebullición* del líquido.) Por otra parte, el enfriamiento de un gas hace que se condense en la forma de líquido. Al enfriar adicionalmente éste, se congela, es decir, toma una forma sólida. Los tres estados de la materia se muestran en

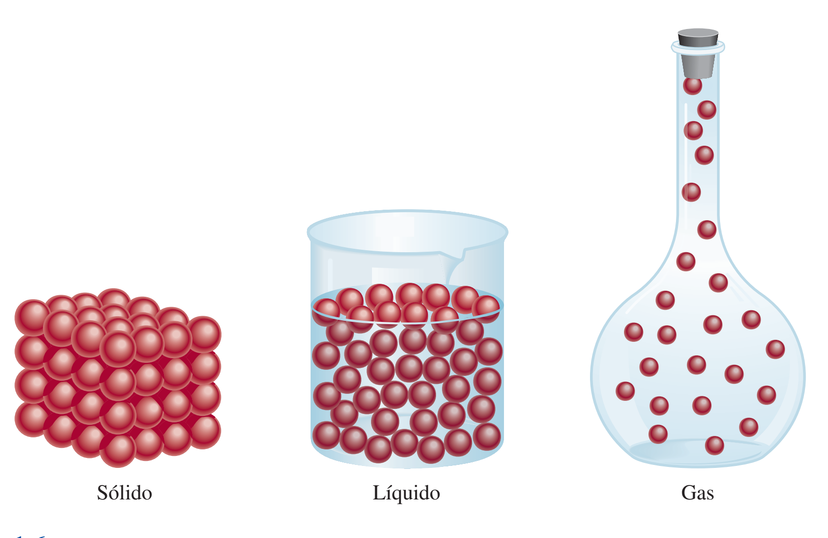


Figura 1.6 Representación microscópica de un sólido, un líquido y un gas.

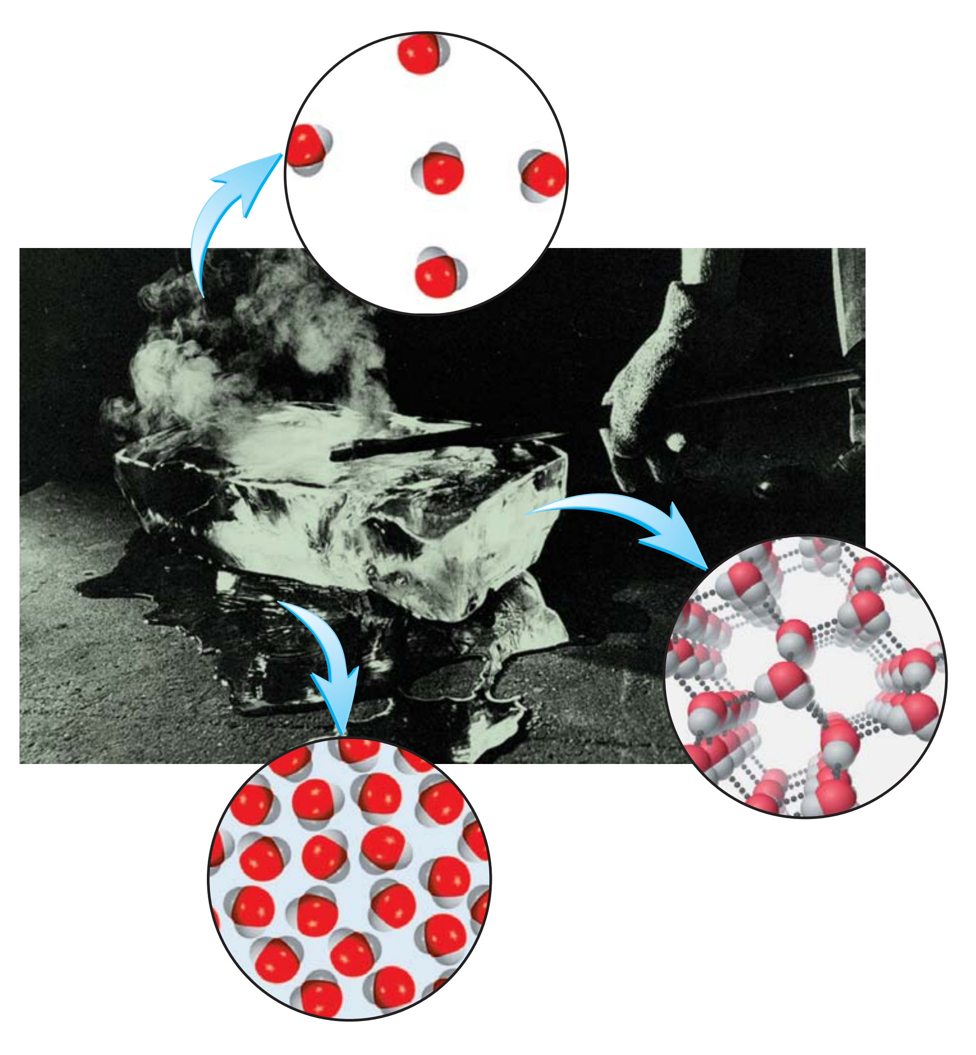


Figura 1.7 Los tres estados de la materia. Un lingote caliente transforma el hielo en agua y luego en vapor de agua.

la figura 1.7. Advierta que las propiedades del agua son únicas entre las sustancias comunes, ya que las moléculas en su estado líquido están más cerca unas de otras que en el estado sólido.

Revisión de conceptos

Un cubo de hielo se coloca en un recipiente cerrado. Cuando se calienta, el cubo de hielo primero se derrite y después el agua hierve hasta formar vapor. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

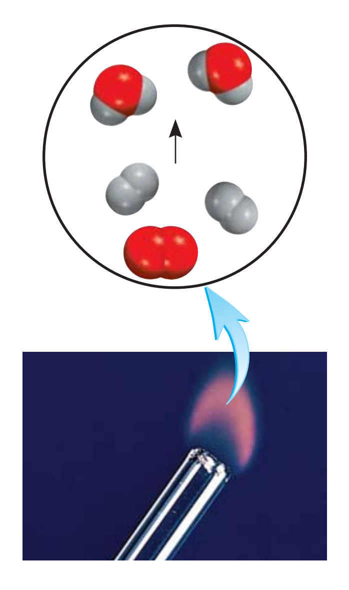
a) La apariencia física del agua es diferente en cada etapa de cambio.
b) La masa de agua es la mayor para el cubo de hielo y la menor para el vapor.

1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia

Se identifica a las sustancias por sus propiedades y su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son propiedades físicas. Una ***propiedad física*** *se puede medir*

y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De modo similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

Por otra parte, la aseveración: "el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua" describe una ***propiedad química*** del hidrógeno, ya que *a fin de observar esta propiedad debe ocurrir un cambio químico*, en este caso, la combustión. Después del cambio desaparece la sustancia química original, el hidrógeno, y sólo queda otra sustancia química distinta, el agua. Es *imposible* recuperar el hidrógeno a partir del agua mediante un cambio físico, como la ebullición o congelación.



Combustión del hidrógeno en el aire para formar agua.

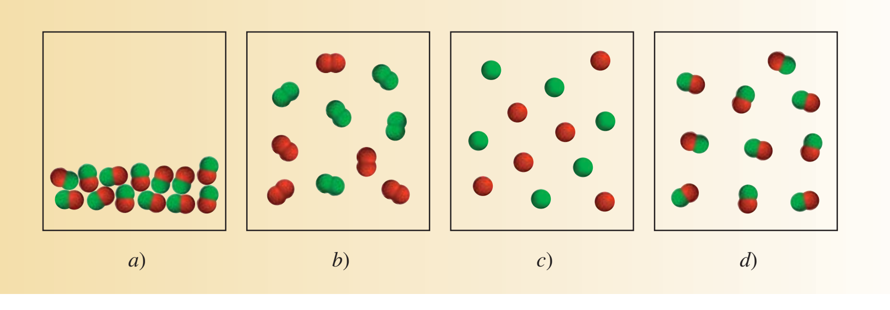
Cada vez que se cuece un huevo ocurre un cambio químico. Cuando la yema y la clara se someten a temperaturas cercanas a 100°C, experimentan cambios que no sólo modifican su aspecto físico, sino también su composición química. Después al comerse el huevo se modifica de nuevo, por efecto de sustancias del cuerpo humano llamadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos.

Todas las propiedades mensurables de la materia corresponden a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una ***propiedad extensiva*** *depende de la cantidad de materia que se considere*. La ***masa***, que es *la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia*, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas. El ***volumen***, que se define como *la longitud elevada al cubo*, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

El valor medido de una ***propiedad intensiva*** *no depende de cuánta materia se considere*. La ***densidad***, que se define como *la masa de un objeto dividida entre su volumen*, es una propiedad intensiva. También lo es la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que están a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados. A diferencia de la masa, longitud y volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.

Revisión de conceptos

El diagrama en *a*) muestra un compuesto integrado por átomos de dos elementos (representados por las esferas rojas y verdes) en estado líquido. ¿Cuál de los diagramas en *b*) a *d*) representa un cambio físico y cuál un cambio químico?



1.7 Mediciones

Los químicos frecuentemente realizan mediciones que usan en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Los diferentes instrumentos permiten medir las propiedades de una sustancia: con una cinta métrica se mide la longitud; con la bureta, pipeta, probeta graduada y matraz volumétrico, el volumen (figura 1.8); con la balanza, la masa, y con el termómetro, la temperatura. Estos instrumentos proporcionan mediciones de ***propiedades macroscópicas*** que *pueden determinarse directamente*. Las ***propiedades microscópicas***, *en la escala atómica o molecular, tienen que determinarse con un método indirecto*, como analizaremos en el capítulo 2.

Una cantidad medida suele describirse como un número con una unidad apropiada. Afirmar que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta carretera es de 5 166 no tiene sentido. Se requiere especificar que la distancia es de 5 166 km. Lo mismo es válido en química; las unidades son esenciales para expresar correctamente las mediciones.

Unidades del Sistema Internacional (SI)

Durante muchos años, los científicos registraron las mediciones en *unidades métricas* que se relacionan de manera decimal, es decir, con base en potencias de 10. Sin embargo, en 1960 la Conferencia General de Pesos y Medidas, que es la autoridad internacional en cuanto a unidades, propuso un sistema métrico revisado, al que se llamó ***Sistema Internacional de Unidades*** (SI, del francés *S*ystème *I*nternationale d'Unites). En la tabla 1.2 se muestran las siete unidades básicas del SI. Todas las demás unidades de medición se derivan de ellas. Al igual que las unidades métricas, las del SI se modifican de manera decimal con prefijos, como se ilustra en la tabla 1.3. En este texto se utilizan tanto las unidades métricas como las del SI.

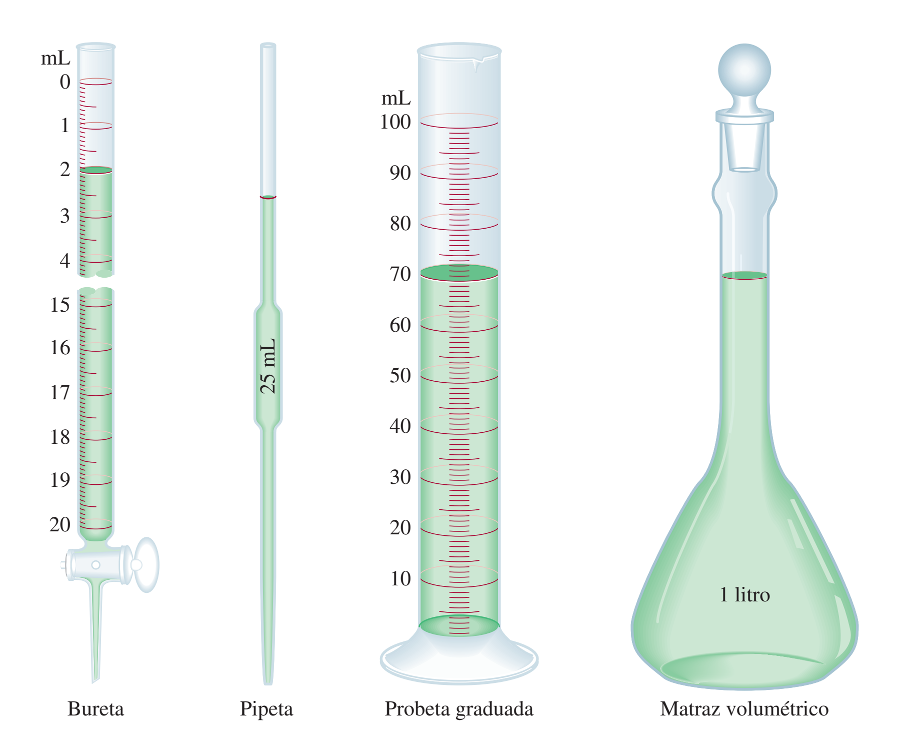


Figura 1.8 Algunos dispositivos de medición comunes en los laboratorios de química. No se ilustran a escala proporcional. Los usos de estos dispositivos de medición se analizan en el capítulo 4.

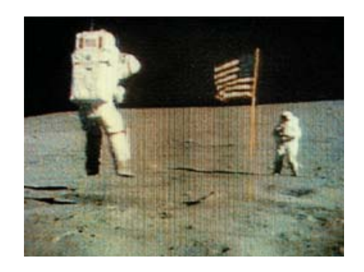
Tabla 1.2 Unidades básicas del Sistema Internacional

Cantidad básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Tabla 1.3 Prefijos usados con las unidades del Sistema Internacional

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1 000 000 000 000 o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000 o 10^{9}	1 gigámetro (Gm) = 1×10^{9} m
mega-	M	1 000 000 o 10^{6}	1 megámetro (Mm) = 1×10^{6} m
kilo-	k	1 000 o 10^{3}	1 kilómetro (km) = 1×10^{3} m
deci-	d	1/10 o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100 o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
mili-	m	1/1 000 o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1 000 000 o 10^{-6}	1 micrómetro (μm) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000 o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000 o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

Note que el prefijo métrico sólo representa un número
1 mm = 1×10^{-3} m



Un astronauta salta sobre la superficie lunar.

Las mediciones que se utilizan frecuentemente en el estudio de la química son las de tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Masa y peso

Aunque los términos “masa” y “peso” suelen usarse indistintamente, en sentido estricto se trata de cantidades diferentes. Mientras que la masa es una medición de la cantidad de materia en un objeto, el ***peso***, en sentido técnico, es *la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto*. Una manzana que cae de un árbol es atraída hacia abajo por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su ubicación, en tanto que el peso sí. Por ejemplo, en la superficie de la Luna la manzana pesaría apenas una sexta parte de lo que pesa en la Tierra, ya que la gravedad lunar equivale a un sexto de la terrestre. La menor gravedad de la Luna permitió que los astronautas saltaran sin dificultad en su superficie, pese a los voluminosos trajes y equipo. Los químicos se interesan principalmente en la masa, que puede determinarse con facilidad con una balanza; por extraño que parezca, el proceso de medir la masa se llama *pesada*.

La unidad de masa del SI es el *kilogramo* (kg). A diferencia de las unidades de longitud y tiempo, que se basan en procesos naturales que los científicos pueden repetir en cualquier momento, el kg se define en función de un objeto en particular (figura 1.9). En química es más conveniente usar una unidad más pequeña, el *gramo* (g):

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g} = 1 \times 10^{3} \text{ g}$$



Figura 1.9 El kilogramo prototipo está hecho de una aleación de platino e iridio. Se conserva en un depósito de seguridad en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas que se encuentra en Sévres, Francia. ¡En 2007 se descubrió que la aleación ha perdido en forma misteriosa aproximadamente 50 μg!

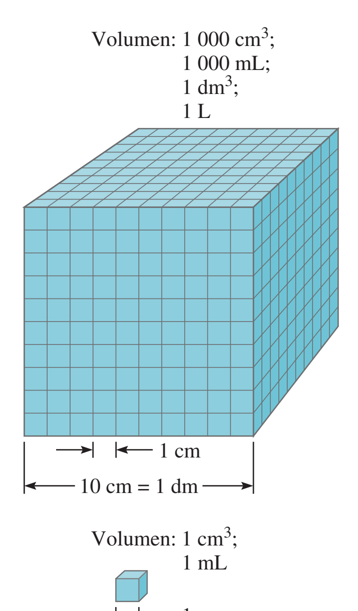


Figura 1.10 Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

Volumen

La unidad de longitud del SI es el *metro* (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el *metro cúbico* (m^3). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños, como el centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$
$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un ***litro*** es *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. Un volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm^3:

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1\,000 \text{ mL} \\ &= 1\,000 \text{ cm}^3 \\ &= \text{dm}^3 \end{aligned}$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

En la figura 1.10 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes. Aunque el litro no es una unidad del SI, los volúmenes suelen expresarse en litros y mililitros.

Densidad

La ecuación para la densidad es:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

o

$$d = \frac{m}{V} \qquad (1.1)$$

donde d, m y V denotan densidad, masa y volumen, respectivamente. La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre volumen permanece sin cambio para un material dado; en otras palabras, V aumenta conforme lo hace m. Usualmente la densidad disminuye con la temperatura.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente de gramos por mililitro (g/mL) se usan más frecuentemente para las densidades de sólidos y líquidos. La densidad de los gases tiende a ser muy baja, de modo que se expresa en gramos por litro (g/L):

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1\,000 \text{ kg/m}^3$$
$$1 \text{ g/L} = 0.001 \text{ g/mL}$$

En la tabla 1.4 se muestra la densidad de algunas sustancias.

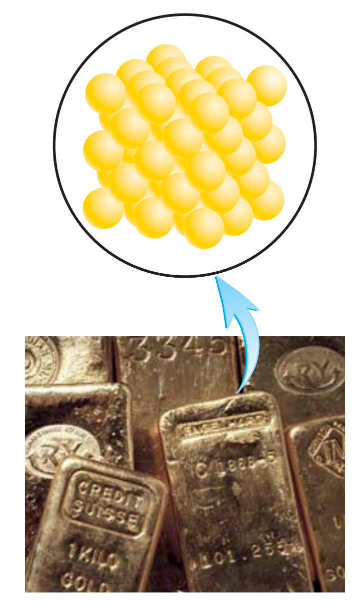
Tabla 1.4

Densidad de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
Aire*	0.001
Etanol	0.79
Agua	1.00
Grafito	2.2
Sal de mesa	2.2
Aluminio	2.70
Diamante	3.5
Hierro	7.9
Mercurio	13.6
Oro	19.3
Osmio†	22.6

* Medido a 1 atmósfera.
† El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran el cálculo de densidades.



Lingotes de oro y el arreglo de estado sólido de los átomos de oro.

Ejemplo 1.1

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa sobre todo en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm^3. Calcule la densidad del oro.

Solución Se proporcionan la masa y el volumen y se pide calcular la densidad. Por ende, con base en la ecuación (1.1) escribimos:

$$
\begin{aligned}
d &= \frac{m}{V} \\
&= \frac{301\ \text{g}}{15.6\ \text{cm}^3} \\
&= 19.3\ \text{g/cm}^3
\end{aligned}
$$

Ejercicio de práctica Una pieza de platino metálico con densidad de 21.5 g/cm^3 tiene un volumen de 4.49 cm^3. ¿Cuál es su masa?

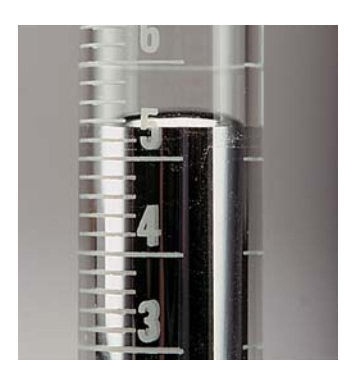
Ejemplo 1.2

La densidad del mercurio, el único metal líquido a temperatura ambiente, es de 13.6 g/mL. Calcule la masa de 5.50 mL del líquido.

Solución Nos dan la densidad y el volumen de un líquido y se nos pide calcular la masa del líquido. Reordenamos la ecuación (1.1) para obtener:

$$
\begin{aligned}
m &= d \times V \\
&= 13.6\frac{\text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \times 5.50\ \cancel{\text{mL}} \\
&= 74.8\ \text{g}
\end{aligned}
$$

Ejercicio de práctica La densidad del ácido sulfúrico en cierto acumulador de automóvil es de 1.41 g/mL. Calcule la masa de 242 mL del líquido.



Mercurio.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

Escalas de temperatura

Son tres las escalas de temperatura que están en uso actualmente. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (kelvin). En la escala Fahrenheit, la más usada en Estados Unidos fuera de los laboratorios, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua como 32°F y 212°F, respectivamente. La escala Celsius divide el intervalo entre los puntos de congelación (0°C) y ebullición (100°C) del agua en 100 grados. Como se muestra en la tabla 1.2, el ***kelvin*** es la *unidad básica de temperatura del SI*; se trata de una escala de temperatura *absoluta*. Por absoluta debe entenderse que el 0 de la escala Kelvin, denotado como 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse en teoría. Por otra parte, 0°F y 0°C se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente, el agua. En la figura 1.11 se comparan las tres escalas de temperatura.

Observe que la escala Kelvin no tiene el signo de grados. Además, las temperaturas expresadas en kelvins por ningún concepto pueden ser negativas.

La magnitud de un grado en la escala Fahrenheit es de apenas 100/180, o sea, 5/9 de un grado en la escala Celsius. A fin de convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, se escribe:

$$?°\text{C} = (°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}} \tag{1.2}$$

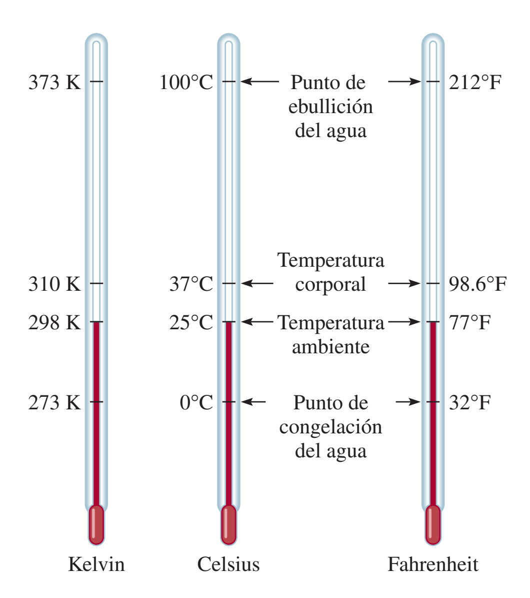


Figura 1.11 Comparación entre las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y escala absoluta (Kelvin). Observe que existen 100 divisiones o grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua en la escala Celsius, y 180 divisiones o grados entre los mismos puntos en la escala Fahrenheit. La escala Celsius se llamó anteriormente escala centígrada.

La siguiente ecuación se utiliza para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit:

$$?°\text{F} = \frac{9°\text{F}}{5°\text{C}} \times (°\text{C}) + 32°\text{F} \qquad (1.3)$$

Las escalas Celsius y Kelvin tienen unidades de la misma magnitud, es decir, un grado Celsius es equivalente a un kelvin. En estudios experimentales, se ha comprobado que el cero absoluto de la escala Kelvin equivale a −273.15°C. Así pues, es posible usar la ecuación siguiente para convertir grados Celsius a kelvin:

$$?\ \text{K} = (°\text{C} + 273.15°\text{C})\frac{1\ \text{K}}{1°\text{C}} \qquad (1.4)$$

Con mucha frecuencia es necesario hacer conversiones entre grados Celsius y grados Fahrenheit, y entre grados Celsius y kelvin. Tales conversiones se ilustran en el ejemplo 1.3.

La sección "Química en acción" de la página 17 nos muestra por qué debemos tener cuidado con las unidades en el trabajo científico.



La soldadura se usa mucho en la fabricación de circuitos electrónicos.

Ejemplo 1.3

a) La soldadura es una aleación hecha de estaño y plomo que se usa en circuitos electrónicos. Cierta soldadura tiene un punto de fusión de 224°C. ¿Cuál es su punto de fusión en grados Fahrenheit? *b*) El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, de −452°F. Convierta esta temperatura a grados Celsius. *c*) El mercurio, único metal líquido a temperatura ambiente, funde a −38.9°C. Convierta su punto de fusión a kelvins.

Solución Estas tres partes requieren efectuar conversiones de temperatura, por lo que necesitaremos las ecuaciones (1.2), (1.3) y (1.4). Tenga en cuenta que la temperatura más baja en la escala Kelvin es cero (0 K), por lo que en dicha escala no se tienen valores negativos.

a) Esta conversión se realiza al escribir:

$$\frac{9°\text{F}}{5°\text{C}} \times (224°\text{C}) + 32°\text{F} = 435°\text{F}$$



La importancia de las unidades

En diciembre de 1998, la NASA lanzó el Mars Climate Orbiter, con costo de 125 millones de dólares, del cual se pretendía que fuera el primer satélite meteorológico del planeta rojo. Luego de un recorrido de casi 416 millones de millas, la nave espacial debía entrar en la órbita marciana el 23 de septiembre de 1999. En vez de ello, el satélite atravesó la atmósfera de Marte a una altura de casi 100 km (62 millas) menor que la planeada y el calor lo destruyó. Los controladores de la misión señalaron que la pérdida de la nave espacial se debió a un error en la conversión de las unidades inglesas de medición a las unidades métricas en los programas de navegación.

Los ingenieros de la Lockheed Martin Corporation que fabricaron la nave espacial especificaron su fuerza en libras que es la unidad inglesa. Por su parte, los científicos del Jet Propulsion Laboratory de la NASA habían supuesto que los datos de fuerza que recibieron estaban expresados en unidades métricas, a saber, en newtons. Por lo común, la libra es la unidad de masa. Sin embargo, cuando se expresa como unidad de fuerza, 1 libra (lb) es la fuerza debida a la atracción ejercida por la gravedad sobre un objeto que tiene dicha masa. La conversión entre libra y newton parte de que 1 lb = 0.4536 kg y de la segunda ley del movimiento de Newton:

$$\begin{aligned}\text{Fuerza} &= \text{masa} \times \text{aceleración}\\ &= 0.4536\text{ kg} \times 9.81\text{ m/s}^2\\ &= 4.45\text{ kg m/s}^2\\ &= 4.45\text{ N}\end{aligned}$$

puesto que 1 newton (N) = 1 kg m/s^2. Así pues, en vez de convertir 1 lb de fuerza a 4.45 N, los científicos la consideraron como 1 N.

La fuerza considerablemente menor del motor expresada en newtons dio por resultado una órbita más baja y, en última instancia, la destrucción de la nave. Uno de los científicos comentó lo siguiente sobre el fracaso de la misión a Marte: "Ésta será una anécdota de advertencia que se incluirá en la introducción al sistema métrico en la educación básica, media y superior hasta el fin de los tiempos."



Representación artística del Martian Climate Orbiter.

b) En este caso, tenemos:

$$(-452°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}} = -269°\text{C}$$

c) El punto de fusión del mercurio en kelvins está dado por:

$$(-38.9°\text{C} + 273.15°\text{C}) \times \frac{1\text{ K}}{1°\text{C}} = 234.3\text{ K}$$

Ejercicio de práctica Convierta: *a*) 327.5°C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit, *b*) 172.9°F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius y *c*) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.

Problemas similares: 1.24, 1.25, 1.26.

Revisión de conceptos

La densidad del cobre es de 8.94 g/cm^3 a 20°C y 8.91 g/cm^3 a 60°C. Esta disminución en la densidad es consecuencia de

a) La expansión del metal.
b) La contracción del metal.
c) El aumento en la masa del metal.
d) La disminución de la masa del metal.

1.8 Manejo de los números

Después de estudiar algunas unidades empleadas en química, ahora centraremos la atención en técnicas del manejo de números relacionados con mediciones, a saber, la notación científica y las cifras significativas.

Notación científica

Es frecuente que los químicos trabajen con cifras muy grandes o muy pequeñas. Por ejemplo, en 1 g de hidrógeno elemental hay aproximadamente

602 200 000 000 000 000 000 000

átomos de hidrógeno. Cada átomo de hidrógeno tiene una masa de apenas

0.00000000000000000000000166 g

Estos números son difíciles de manejar y es muy fácil que se cometan errores al usarlos en cálculos aritméticos. Considere la multiplicación siguiente:

$$0.0000000056 \times 0.00000000048 = 0.000000000000000002688$$

Sería fácil pasar por alto un cero o añadir un cero de más luego del punto decimal. Por consiguiente, cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños se usa un sistema llamado *notación científica*. Sin importar su magnitud, todos los números pueden expresarse en la forma:

$$N \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10, y n, el exponente, es un entero positivo o negativo. Se dice que todo número expresado de esta manera está escrito en notación científica.

Suponga que se tiene cierto número que debe expresarse en notación científica. En lo fundamental, se requiere encontrar n. Hay que contar el número de lugares que debe moverse el punto decimal para obtener el número N (que está entre 1 y 10). Si el punto decimal debe moverse a la izquierda, n es un entero positivo, y si debe desplazarse a la derecha, n es un entero negativo. Los ejemplos siguientes ilustran el uso de la notación científica:

1. Exprese 568.762 en notación científica:

$$568.762 = 5.68762 \times 10^2$$

Observe que el punto decimal se mueve dos lugares a la izquierda y $n = 2$.

2. Exprese 0.00000772 en notación científica:

$$0.00000772 = 7.72 \times 10^{-6}$$

En este caso, el punto decimal se desplaza a la derecha seis lugares y $n = -6$.

Debe considerar los dos aspectos siguientes. Primero, que $n = 0$ se usa para los números que no se expresan en notación científica. Por ejemplo, 74.6×10^0 ($n = 0$) equivale a 74.6. Segundo, que la práctica usual es omitir el exponente cuando $n = 1$. Así pues, la notación científica de 74.6 es 7.46×10 y no 7.46×10^1.

Todo número elevado a la potencia cero es igual a la unidad.

A continuación consideramos el manejo de la notación científica en operaciones aritméticas.

Adición y sustracción

A efecto de sumar o restar con uso de la notación científica, primero escribimos cada cantidad, por ejemplo, N_1 y N_2, con el mismo exponente n. Luego, combinamos N_1 y N_2, sin que cambien los exponentes. Considere los ejemplos siguientes:

$$
\begin{aligned}
(7.4 \times 10^3) + (2.1 \times 10^3) &= 9.5 \times 10^3 \\
(4.31 \times 10^4) + (3.9 \times 10^3) &= (4.31 \times 10^4) + (0.39 \times 10^4) \\
&= 4.70 \times 10^4 \\
(2.22 \times 10^{-2}) - (4.10 \times 10^{-3}) &= (2.22 \times 10^{-2}) - (0.41 \times 10^{-2}) \\
&= 1.81 \times 10^{-2}
\end{aligned}
$$

Multiplicación y división

La multiplicación de números expresados en notación científica requiere en primer término multiplicar de la manera usual N_1 por N_2 y los exponentes se *suman*. En el caso de la división con notación científica, dividimos del modo habitual N_1 entre N_2 y luego restamos los exponentes. Los ejemplos siguientes muestran la realización de estas operaciones:

$$
\begin{aligned}
(8.0 \times 10^4) \times (5.0 \times 10^2) &= (8.0 \times 5.0)(10^{4+2}) \\
&= 40 \times 10^6 \\
&= 4.0 \times 10^7 \\
(4.0 \times 10^{-5}) \times (7.0 \times 10^3) &= (4.0 \times 7.0)(10^{-5+3}) \\
&= 28 \times 10^{-2} \\
&= 2.8 \times 10^{-1} \\
\frac{6.9 \times 10^7}{3.0 \times 10^{-5}} &= \frac{6.9}{3.0} \times 10^{7-(-5)} \\
&= 2.3 \times 10^{12} \\
\frac{8.5 \times 10^4}{5.0 \times 10^9} &= \frac{8.5}{5.0} \times 10^{4-9} \\
&= 1.7 \times 10^{-5}
\end{aligned}
$$

Cifras significativas

Salvo cuando todos los números sean enteros (por ejemplo, contar el número de estudiantes en un salón de clases), suele ser imposible obtener el valor exacto de la cantidad que se investigue. Por ello, es importante señalar el margen de error en una medición al indicar con claridad el número de ***cifras significativas***, que son *los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada*. Al usar las cifras significativas, se da por entendido que el último dígito es incierto. Por ejemplo, podría medirse el volumen de cierto líquido con una probeta graduada con una escala tal que la incertidumbre en la medición sea de 1 mL. Si el volumen resulta ser de 6 mL, entonces el volumen real se ubica en el intervalo de 5 a 7 mL. Ese volumen lo representamos como (6 ± 1) mL. En este caso, existe una sola cifra significativa (el dígito 6) con incertidumbre de más o menos 1 mL. A fin de lograr mayor exactitud, podríamos usar una probeta graduada con divisiones más finas, de modo que ahora el volumen medido tenga incertidumbre de apenas 0.1 mL. Si el volumen del líquido resulta de 6.0 mL, la cantidad se expresaría como (6.0 ± 0.1) mL y



Figura 1.12 Balanza analítica Mettler Toledo XS.

el valor real se ubicaría entre 5.9 y 6.1 mL. Aunque es posible mejorar adicionalmente el dispositivo de medición y obtener más cifras significativas, en cada caso el último dígito es siempre incierto; la magnitud de tal incertidumbre depende del dispositivo de medición usado.

En la figura 1.12, se muestra una balanza moderna. Este tipo de balanza está disponible en muchos laboratorios de química general y permite medir fácilmente la masa de los objetos hasta con cuatro decimales. En consecuencia, la masa medida suele tener cuatro cifras significativas (por ejemplo, 0.8642 g) o más (por ejemplo, 3.9745 g). Llevar el control del número de cifras significativas en una medición, como la de masa, garantiza que los cálculos correspondientes a los datos reflejen la precisión de la medición.

Lineamientos para el uso de cifras significativas

En el trabajo científico, siempre debemos tener el cuidado de escribir el número adecuado de cifras significativas. En general, es más bien sencillo determinar cuántas cifras significativas tiene un número, si se acatan las reglas siguientes:

1. Todo dígito que no sea cero es significativo. De tal suerte, 845 cm tiene tres cifras significativas, 1.234 kg tiene cuatro, y así sucesivamente.
2. Los ceros entre dígitos distintos de cero son significativos. Así pues, 606 m incluye tres cifras significativas, 40 501 kg posee cinco cifras significativas, etcétera.
3. Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Su propósito es indicar la ubicación del punto decimal. Por ejemplo, 0.08 L tendría una cifra significativa; 0.0000349 g, tres cifras significativas, y así sucesivamente.
4. Si un número es mayor que la unidad, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, 2.0 mg tiene dos cifras significativas; 40.062 mL, cinco, y 3.040 dm, cuatro cifras significativas. En el caso de números menores que la unidad, son significativos sólo los ceros que están al final del número y los que aparecen entre dígitos distintos de cero. Ello significa que 0.090 kg tiene dos cifras significativas; 0.3005 L, cuatro; 0.00420 min, tres, y así sucesivamente.
5. En cuanto a números que no incluyen el punto decimal, los ceros que están a la derecha (es decir, después del último dígito distinto de cero) podrían ser significativos o no. Así, 400 cm tendría una cifra significativa (el dígito 4), dos (40) o tres (400). Es imposible afirmar cuál de esas opciones es la correcta sin más información. Sin embargo, con la notación científica se evita tal ambigüedad. En este caso particular, es posible expresar el número 400 como 4×10^2 para considerar una cifra significativa; 4.0×10^2 para dos cifras, o 4.00×10^2 para tres cifras significativas.

El ejemplo 1.4 muestra la determinación de cifras significativas.

Ejemplo 1.4

Determine el número de cifras significativas en las mediciones siguientes: *a*) 478 cm, *b*) 6.01 g, *c*) 0.825 m, *d*) 0.043 kg, *e*) 1.310×10^{22} átomos, *f*) 7 000 mL.

Solución *a*) Tres, ya que cada dígito es distinto de cero. *b*) Tres, puesto que los ceros entre los dígitos distintos de cero son significativos. *c*) Tres, en virtud de que los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no cuentan como cifras significativas. *d*) Dos, por la misma razón que en el caso anterior. *e*) Cuatro, ya que el número es mayor que la unidad, de modo que todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. *f*) Éste es un caso ambiguo. El número de cifras significativas puede ser cuatro (7.000×10^3), tres (7.00×10^3), dos (7.0×10^3) o una (7×10^3). Este ejemplo ilustra por qué debe usarse la notación científica para indicar el número correcto de cifras significativas.

Ejercicio de práctica Determine el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes: *a*) 24 mL, *b*) 3 001 g, *c*) 0.0320 m^3, *d*) 6.4×10^4 moléculas, *e*) 560 kg.

Problemas similares: 1.33 y 1.34.

Un segundo conjunto de reglas especifica cómo manejar las cifras significativas en los cálculos:

1. En la suma y la resta, la respuesta no puede tener más dígitos a la derecha del punto decimal que los presentes en los números originales. Considere los ejemplos siguientes:

$$\begin{array}{r} 89.332 \\ +\ 1.1 \\ \hline 90.432 \end{array} \quad \begin{array}{l} \\ \longleftarrow \text{un dígito después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{se redondea a 90.4} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 2.097 \\ -\ 0.12 \\ \hline 1.977 \end{array} \quad \begin{array}{l} \\ \longleftarrow \text{dos dígitos después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{se redondea a 1.98} \end{array}$$

El procedimiento de redondeo es el siguiente. A fin de redondear un número en cierto punto, simplemente se eliminan los dígitos que siguen a dicho punto si el primero de ellos es menor que cinco. Así pues, 8.724 se redondea a 8.72 si sólo se necesitan dos dígitos después del punto decimal. En caso de que el primer dígito después del punto de redondeo sea igual o mayor que cinco, se agrega uno al dígito precedente. De tal suerte, 8.727 se redondea a 8.73, y 0.425 a 0.43.

2. En la multiplicación y división, el número de cifras significativas en el producto o cociente final se determina con base en el número original que tenga la *menor* cantidad de cifras significativas. Los ejemplos siguientes ilustran la regla:

$$2.8 \times 4.5039 = 12.61092 \longleftarrow \text{se redondea a 13}$$

$$\frac{6.85}{112.04} = 0.0611388789 \longleftarrow \text{se redondea a 0.0611}$$

3. Tenga presente que puede considerarse que los *números exactos* obtenidos de definiciones o al contar el número de objetos poseen un número infinito de cifras significativas. Por ejemplo, se define la pulgada exactamente como 2.54 cm, es decir,

$$1 \text{ pulgada} = 2.54 \text{ cm}$$

Por lo tanto, “2.54” en la ecuación no debe interpretarse como un número medido con tres cifras significativas. En cálculos que implican la conversión de pulgadas a centímetros, “1” y “2.54” se manejan como si tuvieran un número infinito de cifras significativas. De igual manera, si un objeto tiene una masa de 5.0 g, entonces la masa de nueve de tales objetos sería

$$5.0 \text{ g} \times 9 = 45 \text{ g}$$

La respuesta tiene dos cifras significativas debido a que 5.0 g tiene dos cifras significativas. El número 9 es exacto y no determina el número de cifras significativas.

El ejemplo 1.5 muestra cómo se manejan las cifras significativas en operaciones aritméticas.

Ejemplo 1.5

Realice las operaciones aritméticas siguientes con el número correcto de cifras significativas: *a*) 11 254.1 g + 0.1983 g, *b*) 66.59 L – 3.113 L, *c*) 8.16 m × 5.1355, *d*) 0.0154 kg ÷ 88.3 mL, *e*) 2.64×10^3 cm + 3.27×10^2 cm.

(*continúa*)

Solución En la suma y resta, la cantidad de decimales en la respuesta depende del número que tenga la menor cantidad de decimales. En la multiplicación y división, la cantidad de cifras significativas de la respuesta se determina según el número que tenga menos cifras significativas.

a)
$$\begin{array}{r} 11\,254.1\text{ g} \\ +\quad 0.1983\text{ g} \\ \hline 11\,254.2983\text{ g} \end{array} \longleftarrow \text{redondea a } 11\,254.3\text{ g}$$

b)
$$\begin{array}{r} 66.59\text{ L} \\ -\ 3.113\text{ L} \\ \hline 63.477\text{ L} \end{array} \longleftarrow \text{se redondea a } 63.48\text{ L}$$

c) $8.16\text{ m} \times 5.1355 = 41.90568\text{ m} \longleftarrow$ se redondea a 41.9 m

d) $\dfrac{0.0154\text{ kg}}{88.3\text{ mL}} = 0.000174405436\text{ kg/mL} \longleftarrow$ se redondea a 0.000174 kg/mL o 1.74×10^{-4} kg/mL

e) Primero cambiamos 3.27×10^2 cm a 0.327×10^3 cm y luego realizamos la suma $(2.64\text{ cm} + 0.327\text{ cm}) \times 10^3$. Después procedemos como en *a*) y la respuesta es 2.97×10^3 cm.

Problemas similares: 1.35 y 1.36.

Ejercicio de práctica Realice las operaciones aritméticas siguientes y redondee las respuestas al número apropiado de cifras significativas: *a*) 26.5862 L + 0.17 L, *b*) 9.1 g − 4.682 g, *c*) 7.1×10^4 dm $\times$ 2.2654×10^2 dm, *d*) 6.54 g ÷ 86.5542 mL, *e*) $(7.55 \times 10^4\text{ m}) - (8.62 \times 10^3\text{ m})$.

El procedimiento de redondeo precedente se aplica a cálculos de un solo paso. En los *cálculos en cadena*, es decir, los que incluyen dos o más pasos, se aplica una versión modificada de ese procedimiento. Considere el siguiente cálculo de dos pasos:

Primer paso: $A \times B = C$
Segundo paso: $C \times D = E$

Suponga que A = 3.66, B = 8.45 y D = 2.11. Según se redondee C a tres o cuatro cifras significativas, se obtiene un valor distinto para E:

Método 1	**Método 2**
$3.66 \times 8.45 = 30.9$	$3.66 \times 8.45 = 30.93$
$30.9 \times 2.11 = 65.2$	$30.93 \times 2.11 = 65.3$

No obstante, si realizáramos el cálculo de $3.66 \times 8.45 \times 2.11$ en una calculadora sin redondeo del resultado intermedio, obtendríamos 65.3 como respuesta de E. Mantener un dígito adicional de cifras significativas en los pasos intermedios ayuda a eliminar errores por el redondeo; este procedimiento no es necesario para la mayoría de los cálculos debido a que, en general, la diferencia en los resultados es muy pequeña. Así, en algunos problemas del final del capítulo en los que se muestran las respuestas intermedias, todas las respuestas, intermedias y finales, las redondeamos.

Exactitud y precisión

En el análisis de las mediciones y cifras significativas, es útil la diferenciación entre *exactitud* y *precisión*. La ***exactitud*** indica *cuán cerca está una medición del valor verdadero de la cantidad medida*. Los científicos distinguen entre exactitud y precisión. La ***precisión*** *se refiere a cuán estrechamente concuerdan entre sí dos o más mediciones de la misma cantidad* (figura 1.13).

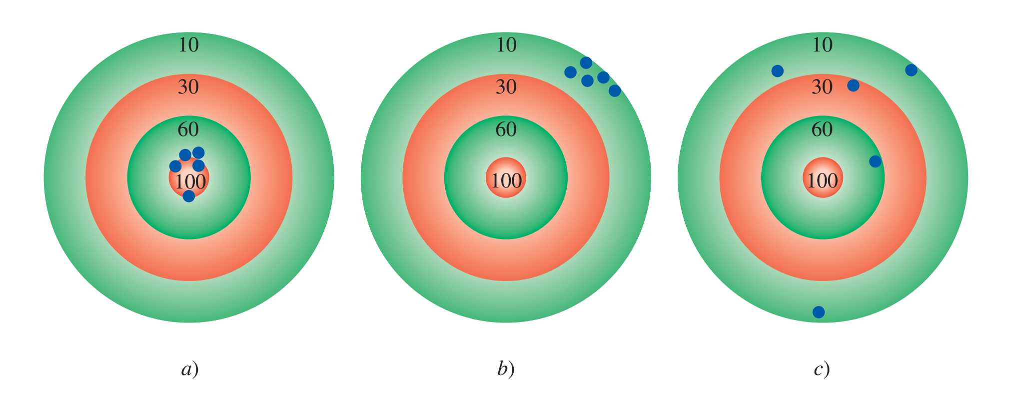


Figura 1.13 La distribución de los dardos en el tablero muestra la diferencia entre precisión y exactitud. *a*) Buena exactitud y buena precisión. *b*) Poca exactitud y buena precisión. *c*) Poca exactitud y poca precisión. Los puntos azules indican la posición de los dardos.

La diferencia entre exactitud y precisión es sutil a la vez que importante. Por ejemplo, suponga que se pide a tres estudiantes determinar la masa de una pieza de alambre de cobre. Los resultados de dos pesadas sucesivas por cada estudiante son:

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
	1.964 g	1.972 g	2.000 g
	1.978 g	1.968 g	2.002 g
Valor promedio	1.971 g	1.970 g	2.001 g

La masa verdadera del alambre es 2.000 g. Por ende, los resultados del estudiante B son más *precisos* que los del estudiante A (1.972 g y 1.968 g se desvían menos de 1.970 que 1.964 y 1.978 g de 1.971 g); pero ninguno de los conjuntos de resultados es muy *exacto*. Los resultados del estudiante C no sólo son los más *precisos*, sino también los más *exactos*, ya que el valor promedio es más cercano al valor verdadero. Las mediciones muy exactas también suelen ser muy precisas. Por otra parte, las mediciones muy precisas no garantizan necesariamente resultados exactos. A manera de ejemplo, una cinta métrica calibrada en forma inadecuada o una balanza defectuosa puede brindar valores precisos pero erróneos.

Revisión de conceptos

Dé la longitud del lápiz con cifras significativas adecuadas, según sea la regla que usted elija para hacer la medición.

1 2 3 4 5 6

1 2 3 4 5 6

1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas

Las mediciones cuidadosas y el uso correcto de las cifras significativas, junto con los cálculos igualmente correctos, proporcionan resultados numéricos exactos. Sin embargo, para que las respuestas tengan sentido también deben expresarse en las unidades requeridas. El procedimiento que se usa para la conversión entre unidades se llama *análisis dimensional* (también conocido como *método del factor unitario*). El análisis dimensional es una técnica sencilla que requiere poca memorización, se basa en la relación entre unidades distintas que expresan una misma cantidad física. Por ejemplo, por definición,



El análisis dimensional también podría haber llevado a Einstein a su famosa ecuación de la masa y la energía ($E = mc^2$).

1 pulgada = 2.54 cm (exactamente). Esta equivalencia permite escribir el siguiente factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ pulgada}}{2.54 \text{ cm}}$$

Puesto que tanto el numerador como el denominador expresan la misma longitud, esta fracción es igual a 1. El factor de conversión también se puede escribir como

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulgada}}$$

que es también igual a 1. Los factores de conversión son útiles para cambiar unidades. Así, si deseamos convertir una longitud expresada en pulgadas a centímetros, multiplicamos la longitud por el factor de conversión apropiado.

$$12.00 \not{\text{pulgada}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \not{\text{pulgada}}} = 30.48 \text{ cm}$$

Escogemos el factor de conversión que cancela las unidades de pulgadas y produce la unidad deseada, centímetros. Observe que el resultado está expresado en cuatro cifras significativas porque 2.54 es un número exacto.

A continuación, consideremos la conversión de 57.8 m en cm. Este problema puede expresarse como:

$$? \text{ cm} = 57.8 \text{ m}$$

Por definición,

$$1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

Puesto que nos interesa convertir m en cm, elegimos el factor de conversión que tiene los metros en el denominador:

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}}$$

y escribimos la conversión como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57.8 \not{\text{m}} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \not{\text{m}}} \\ &= 5\,780 \text{ cm} \\ &= 5.78 \times 10^{3} \text{ cm} \end{aligned}$$

Observe que la notación científica se usa para indicar que la respuesta tiene tres cifras significativas. Una vez más, el factor de conversión 1 cm/1 $\times$ 10^{-2} m contiene números exactos, por lo que no afecta la cantidad de cifras significativas.

En general, al aplicar el análisis dimensional usamos la relación:

$$\text{cantidad dada} \times \text{factor de conversión} = \text{cantidad buscada}$$

Recuerde que la unidad buscada aparece en el numerador y la unidad que deseamos cancelar aparece en el denominador.

y las unidades se cancelan como sigue:

$$\not{\text{unidad dada}} \times \frac{\text{unidad buscada}}{\not{\text{unidad dada}}} = \text{unidad buscada}$$

En el análisis dimensional, las unidades se mantienen en toda la secuencia de cálculos. Por lo tanto, se cancelan todas las unidades, salvo la buscada, si establecemos correctamente la ecuación. De no ser así, se ha cometido un error en alguna parte y por lo regular es posible identificarlo al revisar la solución.

Nota sobre la resolución de problemas

Hasta aquí se han descrito la notación científica, las cifras significativas y el análisis dimensional, que son útiles en la resolución de problemas numéricos. La química es una ciencia experimental y muchos de los problemas son cuantitativos. La clave para el éxito en la resolución de problemas es la práctica. De igual modo que un corredor del maratón no puede prepararse para una carrera con la simple lectura de libros sobre cómo correr y un pianista no puede dar un buen concierto con sólo memorizar la partitura, el lector no podrá tener la certeza de que entiende la química sin resolver problemas. Los pasos siguientes le ayudarán a mejorar su habilidad en la resolución de problemas numéricos.

1. Lea cuidadosamente la pregunta. Debe entender la información dada y la incógnita que debe despejar. Con frecuencia es útil elaborar un bosquejo que le ayude a visualizar la situación.
2. Encuentre la ecuación apropiada que relacione la información dada con la incógnita. En ocasiones, resolver un problema requiere dos o más pasos y podría ser necesario buscar cantidades en tablas no proporcionadas como parte del problema. El análisis dimensional suele necesitarse para las conversiones.
3. Verifique en la respuesta que el signo, las unidades y las cifras significativas sean correctos.
4. En la resolución de problemas es muy importante la capacidad de juzgar si la respuesta es razonable o no. Identificar un signo o unidad incorrectos es relativamente sencillo. Sin embargo, cuando un número (por ejemplo, 9) se coloca de manera incorrecta en el denominador en lugar del numerador, el valor de la respuesta sería demasiado pequeño incluso si el signo y las unidades de la cantidad calculada fueran correctas.
5. Una forma rápida de verificar la respuesta es una estimación *grosso modo*. En este caso, la idea es redondear los números del cálculo de manera que se simplifiquen los procedimientos aritméticos. Aunque la respuesta obtenida no sea exacta, sí será cercana a la correcta.

Ejemplo 1.6

El consumo diario de glucosa (una forma de azúcar) de una persona es de 0.0833 lb. ¿Cuál es el valor de esta masa en miligramos (mg)? (1 lb = 453.6 g.)

Estrategia El problema puede expresarse como sigue:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb}$$

La relación de las libras con los gramos está indicada en el problema. Ello permite la conversión de libras a gramos. Luego, es necesaria la conversión métrica de gramos a miligramos ($1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-3}$ g). Hay que incluir los factores de conversión apropiados, de modo que se cancelen las libras y los gramos, al mismo tiempo que en la respuesta se obtienen miligramos.

Solución La secuencia de conversiones es:

$$\text{libras} \longrightarrow \text{gramos} \longrightarrow \text{miligramos}$$

Al usar los factores de conversión siguientes:

$$\frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

(*continúa*)



Las tabletas de glucosa pueden ofrecer a los diabéticos un método rápido de elevar sus niveles de azúcar en la sangre.

Los factores de conversión de algunas unidades del sistema inglés usadas comúnmente en Estados Unidos para mediciones no científicas (por ejemplo, libras y pulgadas) se indican en las páginas finales de este libro.

se obtiene la respuesta en un paso:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb} \times \frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}} = 3.78 \times 10^4 \text{ mg}$$

Verificación A manera de aproximación, advertimos que 1 lb equivale a casi 500 g y que 1 g = 1 000 mg. Así pues, 1 lb es casi 5×10^5 mg. Con el redondeo de 0.0833 lb a 0.1 lb, obtenemos 5×10^4 mg, cantidad cercana a la de la respuesta anterior.

Problema similar: 1.45.

Ejercicio de práctica Un rollo de aluminio en lámina tiene una masa de 1.07 kg. ¿Cuál es su masa en libras?

Como se ilustra en los ejemplos 1.7 y 1.8, los factores de conversión pueden elevarse al cuadrado o al cubo en el análisis dimensional.

Ejemplo 1.7

Un adulto tiene en promedio 5.2 L de sangre. ¿Cuál es su volumen de sangre expresado en m^3?

Estrategia El problema puede expresarse como:

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \text{ L}$$

¿Cuántos factores de conversión se necesitan en este problema? Recuerde que 1 L = 1 000 cm^3 y 1 cm = 1×10^{-2} m.

Solución Aquí necesitamos dos factores de conversión: uno para convertir litros en cm^3 y otro para transformar centímetros en metros:

$$\frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}$$

Puesto que el segundo factor de conversión se relaciona con la longitud (cm y m) y lo que interesa es el volumen, resulta necesario elevar al cubo para obtener:

Recuerde que cuando eleva una unidad a una potencia, también deberá elevar a la misma potencia cualquier factor de conversión que utilice.

$$\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} = \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}\right)^3$$

Ello significa que 1 cm^3 = 1×10^{-6} m^3. Ahora, podemos escribir:

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \text{ L} \times \frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \times \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}\right)^3 = 5.2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Verificación Con base en los factores de conversión precedentes, es posible demostrar que 1 L = 1×10^{-3} m^3. Así pues, 5 L de sangre equivaldrían a 5×10^{-3} m^3, valor cercano a la respuesta.

Problema similar: 1.50*d*).

Ejercicio de práctica El volumen de una habitación es 1.08×10^8 dm^3. ¿Cuál es su volumen en m^3?

Ejemplo 1.8

El nitrógeno líquido se obtiene del aire licuado y se utiliza para preparar alimentos congelados y en la investigación a bajas temperaturas. La densidad del líquido a su punto de ebullición (−196°C o 77 K) es 0.808 g/cm^3. Convierta la densidad a unidades de kg/m^3.

Estrategia El problema se puede expresar como

$$? \text{ kg/m}^3 = 0.808 \text{ g/cm}^3$$

En este problema requerimos dos conversiones separadas: g $\longrightarrow$ kg y $cm^3 \longrightarrow m^3$. Recuerde que 1 kg = 1 000 g y 1 cm = 1×10^{-2} m.

Solución En el ejemplo 1.7 se vio que 1 cm^3 = 1×10^{-6} m^3. Los factores de conversión son:

$$\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3}$$

Por último:

$$? \text{ kg/m}^3 = \frac{0.808 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 808 \text{ kg/m}^3$$

Verificación Ya que 1 m^3 = 1×10^6 cm^3, cabría esperar que en 1 m^3 haya mucho más masa que en 1 cm^3. Así pues, la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica La densidad del metal más ligero, el litio (Li), es de 5.34×10^2 kg/m^3. Conviértala a g/cm^3.



El nitrógeno líquido se usa para alimentos congelados y para investigación a bajas temperaturas.

Problema similar: 1.51.

1.10 Resolución de problemas del mundo real: información, suposiciones y simplificaciones

En química, como en otras disciplinas científicas, no siempre es posible resolver con exactitud un problema numérico. Hay muchas razones por las que esto es así. Por ejemplo, nuestra comprensión de una situación no es completa, o los datos no están totalmente disponibles. En estos casos, debemos aprender a hacer una conjetura inteligente. Este procedimiento se llama a veces "a ojo de buen cubero", y consiste en hacer cálculos sencillos y rápidos que se pueden hacer "en el reverso de un sobre". Como usted se puede imaginar, en muchos casos las respuestas son sólo estimados de orden de magnitud.[1]

En la mayoría de los problemas de ejemplo que usted ha visto hasta ahora, así como en las respuestas dadas al final de éste y los siguientes capítulos, se da la información necesaria; sin embargo, para resolver problemas importantes del mundo real, como los relacionados con medicina, energía y agricultura, usted debe determinar qué datos necesita y dónde encontrarlos. Mucha de esta información podrá hallarla en tablas ubicadas a lo largo del texto. La lista de tablas y figuras importantes aparece en la solapa. En muchos casos, sin embargo, usted deberá acudir a fuentes externas para encontrar la que necesita. Aunque la internet es una forma segura de acceder a ella, debe tener cuidado de que la fuente sea confiable y con buenas referencias: el sitio del National Institute of Standards and Technology (NIST, por sus siglas en inglés) es excelente.

Para saber qué información necesita, primero tendrá que formular un plan para resolver el problema. Además de las limitaciones de las teorías que se utilizan en la ciencia, usualmente se hacen suposiciones al plantear y resolver los problemas basados en estas teorías. Estas suposiciones, sin embargo, tienen un precio, ya que la exactitud de la respuesta se reduce al aumentar las simplificaciones del problema, como se ilustra en el ejemplo 1.9.

[1] Un orden de magnitud es un factor de 10.

Ejemplo 1.9

La mina de un lápiz moderno se compone principalmente de grafito, una forma del carbono. Estime la masa del núcleo de grafito de un lápiz estándar núm. 2 antes de afilarlo.

Estrategia Suponga que la mina del lápiz se puede considerar aproximadamente como un cilindro. Un lápiz típico sin afilar tiene una longitud aproximada de 18 cm (restando la longitud de la goma), y la mina tiene un diámetro aproximado de 2 mm. El volumen del cilindro V está dado por $V = \pi r^2 l$, donde r es el radio y l es la longitud. Suponiendo que la mina es de grafito puro, usted puede calcular la masa de la mina a partir del volumen, usando la densidad del grafito dada en la tabla 1.4.

Solución Al convertir el diámetro de la mina a unidades de cm, se obtiene

$$2 \text{ mm} \times \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} = 0.2 \text{ cm}$$

que, con la longitud de la mina, da

$$\begin{aligned} V &= \pi \left(\frac{0.2 \text{ cm}}{2} \right)^2 \times 18 \text{ cm} \\ &= 0.57 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Al reacomodar la ecuación (1.1) se obtiene

$$\begin{aligned} m &= d \times V \\ &= 2.2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 0.57 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ g} \end{aligned}$$

Verificación Al redondear los valores que se usaron para calcular el volumen de la mina, se obtiene $3 \times (0.1 \text{ cm})^2 \times 20 \text{ cm} = 0.6 \text{ cm}^3$. Al multiplicar el volumen por aproximadamente 2 g/cm^3, se obtiene alrededor de 1 g, lo cual concuerda con el valor calculado.

Problemas similares: 1.105, 1.106, 1.114.

Ejercicio de práctica Estime la masa de aire en una pelota de *ping-pong*.

Considerando el ejemplo 1.9, aun cuando las dimensiones de la mina del lápiz se midieran con mayor precisión, la exactitud de la respuesta final estaría limitada por las suposiciones hechas al modelar este problema. La mina del lápiz realmente es una mezcla de grafito y arcilla, y las cantidades relativas de los dos materiales determinan la suavidad de la mina, de modo que la densidad del material quizá sea diferente de 2.2 g/cm^3. Usted probablemente podría encontrar un mejor valor para la densidad de la mezcla utilizada para hacer los lápices núm. 2, pero en este caso no se justifica el esfuerzo.

Ecuaciones clave

$d = \frac{m}{V}$ (1.1) — Ecuación de densidad

$?°\text{C} = (°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}}$ (1.2) — Conversión de °F a °C

$?°\text{F} = \frac{9°\text{F}}{5°\text{C}} \times (°\text{C}) + 32°\text{F}$ (1.3) — Conversión de °C a °F

$?\ \text{K} = (°\text{C} + 273.15°\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1°\text{C}}$ (1.4) — Conversión de °C a K

Resumen de conceptos

1. El estudio de la química abarca tres etapas básicas: observación, representación e interpretación. La observación consiste en mediciones realizadas en el mundo macroscópico; la representación comprende el uso de símbolos de notación abreviada y ecuaciones para fines de comunicación, y la interpretación se basa en átomos y moléculas, que son parte del mundo microscópico.
2. El método científico es un enfoque sistemático de investigación que se inicia al recopilar información mediante observaciones y mediciones. En el proceso se elaboran y ponen a prueba hipótesis, leyes y teorías.
3. Los químicos estudian la materia y los cambios que experimenta. Las sustancias que componen la materia tienen propiedades físicas únicas, que pueden observarse sin modificar su identidad, además de propiedades químicas cuya demostración sí cambia la identidad de las sustancias. Las mezclas, sean homogéneas o heterogéneas, se pueden separar en sus componentes puros por medios físicos.
4. Las sustancias más simples en química son los elementos. Los compuestos se forman por la combinación química de átomos de distintos elementos en proporciones fijas.
5. Todas las sustancias, en principio, pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. La conversión entre dichos estados puede lograrse al modificar la temperatura.
6. Las unidades del SI se usan para expresar cantidades físicas en todas las ciencias, incluida la química.
7. Los números expresados en notación científica tienen la forma $N \times 10^n$, donde N es un número entre 1 y 10, y n, un entero positivo o negativo. La notación científica ayuda a manejar cantidades muy grandes o muy pequeñas.

Términos básicos

Preguntas y problemas

El método científico

Preguntas de repaso

1.1 Explique qué significa el término “método científico”.

1.2 ¿Cuál es la diferencia entre datos cualitativos y cuantitativos?

Problemas

1.3 Clasifique las siguientes afirmaciones como cualitativas o cuantitativas e indique sus razones: *a*) El Sol está a unos 93 000 000 de millas de la Tierra. *b*) Leonardo da Vinci fue mejor pintor que Miguel Ángel. *c*) El hielo es menos denso que el agua. *d*) La mantequilla tiene mejor sabor que la margarina. *e*) Un remedio a tiempo ahorra trabajo innecesario.

1.4 Clasifique cada una de las afirmaciones siguientes como hipótesis, ley o teoría: *a*) La contribución de Beethoven a la música habría sido mayor si se hubiera casado. *b*) Las hojas caen en otoño por la fuerza de atracción entre ellas y la Tierra. *c*) Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas, llamadas átomos.

Clasificación y propiedades de la materia

Preguntas de repaso

1.5 Indique un ejemplo de cada uno de los términos siguientes: *a*) materia, *b*) sustancia, *c*) mezcla.

1.6 Señale un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.

1.7 Use ejemplos para explicar la diferencia entre propiedades físicas y químicas.

1.8 ¿En qué difiere una propiedad extensiva de una intensiva? Indique cuáles de las propiedades siguientes son intensivas y cuáles extensivas: *a*) longitud, *b*) volumen, *c*) temperatura, *d*) masa.

1.9 Señale ejemplos de un elemento y de un compuesto. ¿En qué se distinguen los elementos de los compuestos?

1.10 ¿Cuál es el número de elementos conocidos?

Problemas

1.11 Indique si cada una de las afirmaciones siguientes describe una propiedad física o una química: *a*) El oxígeno gaseoso permite la combustión. *b*) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola. *c*) El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña. *d*) El plomo es más denso que el aluminio. *e*) El uranio es un elemento radiactivo.

1.12 Señale si cada una de las afirmaciones siguientes describe un cambio físico o un cambio químico: *a*) El helio gaseoso contenido en el interior de un globo se escapa después de unas cuantas horas. *b*) Un rayo de luz tiende a atenuarse y finalmente desaparece. *c*) El jugo de naranja congelado se reconstituye al añadirle agua. *d*) El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis. *e*) Una cucharada de sal de mesa se disuelve en un plato de sopa.

1.13 Indique los nombres de los elementos representados con los símbolos químicos Li, F, P, Cu, As, Zn, Cl, Pt, Mg, U, Al, Si, Ne. (Vea la tabla 1.1 y las últimas páginas de este libro.)

1.14 Señale los símbolos químicos de los elementos siguientes: *a*) cesio, *b*) germanio, *c*) galio, *d*) estroncio, *e*) uranio, *f*) selenio, *g*) neón, *h*) cadmio.

(Vea la tabla 1.1 y las páginas finales de este texto).

1.15 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como elemento o compuesto: *a*) hidrógeno, *b*) agua, *c*) oro, *d*) azúcar.

1.16 Clasifique cada uno de los siguientes ejemplos como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea: *a*) agua de pozo, *b*) gas argón, *c*) sacarosa, *d*) una botella de vino rojo, *e*) sopa de pollo y fideos, *f*) sangre que fluye en un capilar, *g*) ozono.

Mediciones

Preguntas de repaso

1.17 Nombre las unidades básicas del SI, importantes en química. Señale las unidades del SI para expresar lo siguiente: *a*) longitud, *b*) volumen, *c*) masa, *d*) tiempo, *e*) energía, *f*) temperatura.

1.18 Escriba los números que se representan con los prefijos siguientes: *a*) mega-, *b*) kilo-, *c*) deci-, *d*) centi-, *e*) mili-, *f*) micro-, *g*) nano-, *h*) pico-.

1.19 ¿Cuáles unidades emplean normalmente los químicos para la densidad de líquidos y sólidos, así como para la de los gases? Explique las diferencias.

1.20 Describa las tres escalas de temperatura usadas en el laboratorio y en la vida cotidiana: Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

Problemas

1.21 El bromo es un líquido pardo rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.

1.22 La densidad del metanol, un líquido orgánico incoloro que se usa como solvente, es de 0.7918 g/mL. Calcule la masa de 89.9 mL del líquido.

1.23 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius o Fahrenheit: *a*) 95°F, la temperatura de un caluroso día veraniego, *b*) 12°F, la temperatura de un frío día invernal, *c*) fiebre de 102°F, *d*) un horno que funciona a 1 852°F y *e*) −273.15°C (en teoría, la temperatura más baja posible).

1.24 *a*) Normalmente, el cuerpo humano soporta temperaturas de 105°F sólo durante breves periodos sin que ocurra daño permanente en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius? *b*) El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se usa como anticongelante en radiadores de automóviles. Se congela a −11.5°C. Calcule su temperatura de congelación en grados Fahrenheit. *c*) La temperatura en la superficie solar es de unos 6 300°C. ¿Cuál es esa temperatura en grados Fahrenheit? *d*) La temperatura de ignición del papel es de 451°F. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius?

1.25 Convierta las temperaturas siguientes a kelvin: *a*) 113°C, el punto de fusión del azufre, *b*) 37°C, la temperatura normal del cuerpo humano, *c*) 357°C, el punto de ebullición del mercurio.

1.26 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius: *a*) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, *b*) 4.2 K, el punto de ebullición del helio líquido, *c*) 601 K, el punto de fusión del plomo.

Manejo de los números

Preguntas de repaso

1.27 ¿Cuál es la ventaja del uso de la notación científica sobre la notación decimal?

1.28 Defina el concepto de cifra significativa. Analice la importancia de usar el número correcto de cifras significativas en las mediciones y cálculos.

Problemas

1.29 Exprese los números siguientes en notación científica: *a*) 0.000000027, *b*) 356, *c*) 47 764, *d*) 0.096.

1.30 Exprese los números siguientes en forma decimal: *a*) 1.52×10^{-2}, *b*) 7.78×10^{-8}.

1.31 Exprese las respuestas a los cálculos siguientes en notación científica:

a) $145.75 + (2.3 \times 10^{-1})$

b) $79\,500 \div (2.5 \times 10^{2})$

c) $(7.0 \times 10^{-3}) - (8.0 \times 10^{-4})$

d) $(1.0 \times 10^{4}) \times (9.9 \times 10^{6})$

1.32 Exprese la respuesta a los cálculos siguientes en notación científica:
a) $0.0095 + (8.5 \times 10^{-3})$
b) $653 \div (5.75 \times 10^{-8})$
c) $850\ 000 - (9.0 \times 10^{5})$
d) $(3.6 \times 10^{-4}) \times (3.6 \times 10^{6})$

1.33 ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes?
a) 4 867 mi
b) 56 mL
c) 60 104 tons
d) 2 900 g
e) 40.2 g/cm^3
f) 0.0000003 cm
g) 0.7 min
h) 4.6×10^{19} átomos

1.34 ¿Cuántas cifras significativas incluye cada uno de los siguientes: *a*) 0.006 L, *b*) 0.0605 dm, *c*) 60.5 mg, *d*) 605.5 cm^2, *e*) 960×10^{-3} g, *f*) 6 kg, *g*) 60 m.

1.35 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número correcto de cifras significativas:
a) 5.6792 m + 0.6 m + 4.33 m
b) 3.70 g − 2.9133 g
c) 4.51 cm × 3.6666 cm
d) $(3 \times 10^4$ g + 6.827 g$)/(0.043$ cm$^3 - 0.021$ cm$^3)$

1.36 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta con las unidades apropiadas y el número correcto de cifras significativas:
a) 7.310 km ÷ 5.70 km
b) $(3.26 \times 10^{-3}$ mg$) - (7.88 \times 10^{-5}$ mg$)$
c) $(4.02 \times 10^{6}$ dm$) + (7.74 \times 10^{7}$ dm$)$
d) (7.8 m − 0.34 m)/(1.15 s + 0.82 s)

1.37 Se les ha pedido a tres estudiantes (A, B y C) que determinen el volumen de una muestra de etanol. Cada estudiante mide el volumen tres veces con una probeta graduada. Los resultados en mililitros son: A (87.1, 88.2, 87.6); B (86.9, 87.1, 87.2); C (87.6, 87.8, 87.9). El volumen verdadero es 87.0 mL. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada estudiante.

1.38 Se encomendó a tres aprendices de sastre (X, Y y Z) medir la costura de un par de pantalones. Cada uno hizo tres mediciones. Los resultados en pulgadas fueron: X (31.5, 31.6, 31.4); Y (32.8, 32.3. 32.7); Z (31.9, 32.2, 32.1). La longitud real es de 32.0 pulgadas. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada sastre.

Análisis dimensional

Problemas

1.39 Realice las conversiones siguientes: *a*) 22.6 m a dm; *b*) 25.4 mg a kg; *c*) 556 mL a L, *d*) 10.6 kg/m^3 a g/cm^3.

1.40 Efectúe las conversiones que siguen: *a*) 242 lb a mg; *b*) 68.3 cm^3 a m^3; *c*) 7.2 m^3 a L, *d*) 28.3 μg a lb.

1.41 La velocidad promedio del helio a 25°C es 1 255 m/s. Convierta esta velocidad a millas por hora (mph).

1.42 ¿Cuántos segundos tiene un año solar (365.24 días)?

1.43 ¿Cuántos minutos tarda en llegar la luz del Sol a la Tierra? (La distancia que hay del Sol a la Tierra es de 93 000 000 de millas; la velocidad de la luz es de 3.00×10^8 m/s).

1.44 Un trotador lento recorre 1 milla en 8.92 min. Calcule la velocidad en: *a*) pulgadas/s, *b*) m/min y *c*) km/h. (1 mi = 1 609 m; 1 pulgada = 2.54 cm.)

1.45 Una persona de 6.0 pies de altura pesa 168 lb. Exprese su estatura en metros y su peso en kilogramos. (1 lb = 453.6 g; 1 m = 3.28 pies.)

1.46 El límite de velocidad en algunas partes de una autopista en Alemania se estableció en 286 kilómetros por hora (km/h). Calcule el límite de velocidad en mph.

1.47 A fin de que un avión caza despegue de un portaaviones, debe alcanzar una velocidad de 62 m/s. Calcule esa velocidad en mph.

1.48 El contenido “normal” de plomo de la sangre humana es de unas 0.40 partes por millón (es decir, 0.40 g de plomo por millón de gramos de sangre). Se considera peligroso que alcance un valor de 0.80 partes por millón (ppm). ¿Cuántos gramos de plomo contienen 6.0×10^3 g de sangre (la cantidad promedio en un adulto) si el contenido de plomo es de 0.62 ppm?

1.49 Efectúe las conversiones siguientes: *a*) 1.42 años luz a millas (un año luz es una medición astronómica de distancia, a saber, la que recorre la luz en un año, o 365 días; la velocidad de la luz es de 3.00×10^8 m/s), *b*) 32.4 yd a cm, *c*) 3.0×10^{10} cm/s a pies/s.

1.50 Realice las siguientes conversiones: *a*) 70 kg de peso promedio de un hombre adulto, en lb. *b*) 14 mil millones de años (aproximadamente la edad del universo) a segundos. (Suponga que hay 365 días en un año.) *c*) 7 pies 6 pulgadas, la altura del basquetbolista Yao Ming, a metros. *d*) 86.6 m^3 a L.

1.51 El aluminio es un metal ligero (densidad = 2.70 g/cm^3) usado en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje, latas para bebidas y laminados. ¿Cuál es su densidad en kg/m^3?

1.52 La densidad del amoniaco gaseoso bajo ciertas condiciones es 0.625 g/L. Calcule su densidad en g/cm^3.

Problemas adicionales

1.53 Proporcione una afirmación cuantitativa y otra cualitativa acerca de cada una de las siguientes sustancias: *a*) agua, *b*) carbono, *c*) hierro, *d*) hidrógeno gaseoso, *e*) sacarosa (azúcar de caña), *f*) sal de mesa (cloruro de sodio), *g*) mercurio, *h*) oro, *i*) aire.

1.54 Indique cuáles de las afirmaciones siguientes describen propiedades físicas y cuáles propiedades químicas: *a*) El hierro tiende a oxidarse, *b*) El agua pluvial de regio-

nes industrializadas tiende a ser ácida, *c*) Las moléculas de hemoglobina son de color rojo, *d*) Cuando se deja un vaso con agua al sol, el agua desaparece gradualmente, *e*) Durante la fotosíntesis las plantas convierten el dióxido de carbono de la atmósfera en moléculas más complejas.

1.55 En 2008 se produjeron en Estados Unidos casi 95 mil millones de lb de ácido sulfúrico. Convierta dicha cantidad a toneladas.

1.56 En la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante realiza las mediciones siguientes: 8.53 cm de longitud, 2.4 cm de anchura, 1.0 cm de altura y 52.7064 g de masa. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.

1.57 Calcule la masa de lo siguiente: *a*) una esfera de oro con radio de 10.0 cm [el volumen de una esfera con radio r es $V = (4/3)\pi r^3$; la densidad del oro es de 19.3 g/cm^3]; *b*) un cubo de platino con longitud de sus lados de 0.040 mm (la densidad del platino es de 21.4 g/cm^3), *c*) 50.0 mL de etanol (densidad del etanol = 0.798 g/mL).

1.58 Una botella cilíndrica de vidrio de 21.5 cm de longitud se llena con aceite de cocina de 0.953 g/mL de densidad. Si la masa del aceite necesaria para llenar la botella es de 1 360 g, calcule el diámetro interior de la botella.

1.59 El procedimiento siguiente se usa para determinar el volumen de un matraz. Se pesa el matraz seco y luego se pesa lleno de agua. Si las masas del matraz vacío y el matraz lleno son 56.12 g y 87.39 g, respectivamente, y la densidad del agua es de 0.9976 g/cm^3, calcule el volumen del matraz en cm^3.

1.60 La velocidad del sonido en el aire a la temperatura ambiente es de unos 343 m/s. Calcule esta velocidad en millas por hora (1 mi = 1 609 m) .

1.61 Una pieza de plata metálica (Ag) con un peso de 194.3 g se coloca en una probeta graduada que contiene 242.0 mL de agua. Ahora, el volumen del agua es de 260.5 mL. A partir de estos datos, calcule la densidad de la plata.

1.62 El experimento descrito en el problema 1.61 es una forma poco exacta a la vez que conveniente para calcular la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que le permita medir la densidad del hielo. De manera específica, ¿cuáles serían los requerimientos del líquido usado en el experimento?

1.63 Una esfera de plomo de 48.6 cm de diámetro tiene una masa de 6.852×10^5 g. Calcule la densidad del plomo.

1.64 El litio es el metal menos denso que se conoce (densidad: 0.53 g/cm^3). ¿Cuál es el volumen que ocupan 1.20×10^3 g de litio?

1.65 Los termómetros clínicos de uso común en los hogares de Estados Unidos permiten mediciones con exactitud de ± 0.1°F, y el que usan los médicos, la exactitud es de ± 0.1°C. En grados Celsius, exprese el porcentaje de error esperado de cada uno de estos termómetros en la medición de la temperatura corporal de una persona que tiene 38.9°C.

1.66 La vainillina (usada para dar sabor al helado de vainilla y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma es detectable por la nariz humana en cantidades muy pequeñas. El límite de umbral es de 2.0×10^{-11} g por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainillina es de 112 dólares, determine el costo para que el aroma de vainillina sea detectable en un hangar para aviones, con volumen de 5.0×10^7 pies^3.

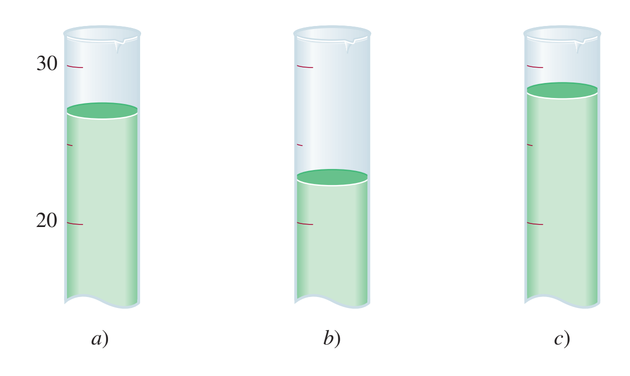
1.67 ¿Cuál es la temperatura en la que el valor numérico en un termómetro de grados Celsius es igual al de un termómetro de grados Fahrenheit?

1.68 Suponga que se crea una nueva escala de temperatura, en la que el punto de fusión del etanol (−117.3°C) y su punto de ebullición (78.3°C) se toman como 0°S y 100°S, respectivamente, donde S es el símbolo de la nueva escala de temperatura. Derive una ecuación que relacione un valor de esta escala con un valor de la escala Celsius. ¿Qué lectura daría este termómetro a 25°C?

1.69 Un adulto en reposo precisa casi 240 mL de oxígeno puro/min y tiene una frecuencia respiratoria de 12 veces por minuto. Si el aire inhalado contiene 20% de oxígeno en volumen, y el exhalado 16%, ¿cuál es el volumen de aire por respiración? (Suponga que el volumen de aire inhalado es igual al del aire exhalado.)

1.70 *a*) En referencia al problema 1.69, calcule el volumen total (en litros) del aire que respira cada día un adulto. *b*) En una ciudad con tránsito vehicular intenso, el aire contiene 2.1×10^{-6} L de monóxido de carbono (un gas venenoso) por L. Calcule la inhalación diaria promedio de monóxido de carbono en litros por persona.

1.71 Se agregan tres muestras diferentes de 25.0 g de perdigones sólidos a 20.0 mL de agua en tres diferentes cilindros de medición. Aquí se muestran los resultados. Dadas las densidades de los tres metales usados, identifique cada muestra de perdigones sólidos: *a*) (2.9 g/cm^3), *b*) (8.3 g/cm^3) y *c*) (3.3 g/cm^3).



1.72 La circunferencia de un balón de basquetbol aprobada por la NBA es de 29.6 pulgadas. Dado que el radio de la Tierra es de alrededor de 6 400 km, ¿cuántos balones de basquetbol se necesitarían para circundar la Tierra alrededor del Ecuador, con los balones tocándose uno al otro? Redondee su respuesta a un entero con tres cifras significativas.

1.73 Una estudiante recibe un crisol y se le pide que demuestre que está hecho de platino puro. En primer término, pesa el crisol en aire y luego suspendido en agua (densidad = 0.9986 g/mL). Los valores son 860.2 y 820.2 g, respectivamente. Con base en estas mediciones y dada la densidad del platino, de 21.45 g/cm^3, ¿cuáles serían sus conclusiones? (*Sugerencia:* Un objeto suspendido en un líquido se mantiene a flote por la masa del líquido que desplaza el objeto mismo. Haga caso omiso de la presión de flotación del aire.)

1.74 El área superficial y la profundidad promedio del océano Pacífico es de 1.8×10^8 km^2 y 3.9×10^3 m, respectivamente. Calcule el volumen del agua de dicho océano en litros.

1.75 La unidad onza troy es de uso frecuente en relación con metales preciosos, como el oro (Au) y el platino (Pt) (1 onza troy = 31.103 g). *a*) Una moneda de oro pesa 2.41 onzas troy. Calcule su masa en gramos. *b*) Indique si 1 onza troy es más ligera o más pesada que 1 onza (1 lb = 16 oz; 1 lb = 453.6 g).

1.76 El osmio (Os) es el metal más denso que se conoce (densidad de 22.57 g/cm^3). Calcule la masa en libras y kilogramos de una esfera de Os de 15 cm de diámetro (casi del tamaño de una toronja). Vea el volumen de una esfera en el problema 1.57.

1.77 El error porcentual se expresa a menudo como el valor absoluto de la diferencia del valor verdadero menos el valor experimental entre el valor verdadero:

$$\text{error porcentual} = \frac{|\text{valor verdadero} - \text{valor experimental}|}{|\text{valor verdadero}|} \times 100\%$$

Las líneas verticales indican valor absoluto. Calcule el error porcentual de las mediciones siguientes: *a*) la densidad del alcohol (etanol) resulta ser de 0.802 g/mL (valor verdadero de 0.798 g/mL), *b*) la masa de oro en un arete es de 0.837 g (valor verdadero de 0.864 g).

1.78 La abundancia natural de los elementos en el cuerpo humano, expresada como porcentajes en masa, es de 65% de oxígeno (O), 18% de carbono (C), 10% de hidrógeno (H), 3% de nitrógeno (N), 1.6% de calcio (Ca), 1.2% de fósforo (P) y 1.2% de los demás elementos. Calcule la masa en gramos de cada elemento en una persona de 62 kg de peso.

1.79 La marca mundial en la carrera de una milla a la intemperie para varones (en 1999) es de 3 min 43.13 s. A esa velocidad, ¿cuál sería la marca para una carrera de 1 500 m? (1 mi = 1 609 m).

1.80 Venus, el segundo planeta más cercano al Sol, tiene una temperatura en su superficie de 7.3×10^2 K. Convierta dicha temperatura a grados Celsius y Fahrenheit.

1.81 La calcopirita, el principal mineral de cobre (Cu), contiene 34.63% de Cu en masa. ¿Cuántos gramos de Cu pueden obtenerse a partir de 5.11×10^3 kg del mineral?

1.82 Se calcula que se han extraído 8.0×10^4 toneladas de oro (Au). Suponga que el oro tiene un precio de 948 dólares por onza. ¿Cuál es el valor total de dicha cantidad de oro?

1.83 Un volumen de 1.0 mL de agua de mar contiene casi 4.0×10^{-12} g de Au. El volumen total de agua en los océanos es de 1.5×10^{21} L. Calcule la cantidad total de Au (en gramos) existente en el agua de mar y su valor total en dólares (vea el problema 1.82). Si hay tanto oro en el mar, ¿por qué nadie se ha enriquecido al obtenerlo del océano?

1.84 Las mediciones muestran que 1.0 g de hierro (Fe) contiene 1.1×10^{22} átomos de Fe. ¿Cuántos átomos de Fe contienen 4.9 g de Fe, que es la cantidad total promedio de hierro en adultos?

1.85 La delgada capa externa de la Tierra, la corteza terrestre, abarca tan sólo 0.50% de la masa total del planeta, pese a lo cual es la fuente de casi todos los elementos (la atmósfera proporciona algunos, como el oxígeno, nitrógeno y otros gases). El silicio (Si) es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (27.2% en masa). Calcule la masa en kilogramos de silicio en la corteza terrestre. (La masa de la Tierra es de 5.9×10^{21} ton; 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)

1.86 El diámetro de un átomo de cobre (Cu) es de aproximadamente 1.3×10^{-10} m. ¿Cuántas veces puede dividirse de manera uniforme una pieza de alambre de cobre de 10 cm hasta que se reduzca a sólo dos átomos de cobre? (Suponga que se cuenta con herramientas apropiadas para este procedimiento y que los átomos de cobre están alineados en una recta, en contacto entre sí. Redondee su respuesta a un entero.)

1.87 Un galón de gasolina en el motor de un automóvil produce en promedio 9.5 kg de dióxido de carbono, que es un gas de invernadero, es decir, que promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre. Calcule la producción anual de dióxido de carbono en kg si existen 40 millones de automóviles en Estados Unidos y cada uno recorre una distancia de 5 000 millas con consumo de 20 millas por galón.

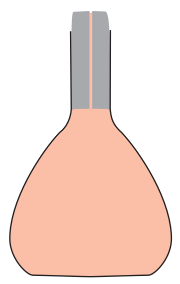
1.88 Una lámina de aluminio (Al) tiene un área total de 1.000 $pies^2$ y una masa de 3.636 g. ¿Cuál es el espesor de la lámina en mm? (Densidad del Al = 2.699 g/cm^3.)

1.89 Indique si cada una de las siguientes es una mezcla homogénea o heterogénea: *a*) aire en una botella cerrada, *b*) aire de la ciudad de Nueva York.

1.90 El cloro se usa para desinfectar las piscinas. Su concentración aceptada para este propósito es de 1 ppm de cloro, o sea, 1 g de cloro por millón de gramos de agua. Calcule el volumen de una solución de cloro (en mL) que debe agregar a su piscina el propietario si la solución contiene 6.0% de cloro en masa y la piscina, 2.0×10^4 galones de agua. (1 galón = 3.79 L; densidad de los líquidos = 1.0 g/mL.)

1.91 Un cilindro de aluminio tiene una longitud de 10.0 cm y un radio de 0.25 cm. Si la masa de un solo átomo de Al es de 4.48×10^{-23} g, calcule el número de átomos presentes en el cilindro. La densidad del Al es de 2.70 g/cm^3.

1.92 Un picnómetro es un dispositivo para medir la densidad de líquidos. Es un frasco de vidrio con un tapón de vidrio esmerilado que ajusta estrechamente y que tiene un orificio capilar que lo atraviesa. *a*) El volumen del picnómetro se determina usando agua destilada a 20°C con una densidad conocida de 0.99820 g/mL. Primero se llena de agua hasta el borde. Con el tapón en su lugar, el fino orificio permite que escape el exceso de líquido. Luego se seca cuidadosamente el picnómetro con papel filtro. Dado que las masas del picnómetro vacío y el mismo lleno de agua son 32.0764 y 43.1195 g, respectivamente, calcule el volumen del picnómetro. *b*) Si la masa del picnómetro lleno de etanol a 20°C es de 40.8051 g, calcule la densidad del etanol. *c*) Los picnómetros también se pueden usar para medir la densidad de sólidos. Primero, se colocan pequeños gránulos de zinc que pesan 22.8476 g, en el picnómetro, que luego se llena de agua. Si la masa combinada del picnómetro más los gránulos de zinc y el agua es de 62.7728 g, ¿cuál es la densidad del zinc?



1.93 En 1849, un gambusino recolectó en California un saco de pepitas de oro y arena. Dado que la densidad del oro y la arena son 19.3 g/cm^3 y 2.95 g/cm^3, respectivamente, y que la densidad de la mezcla es de 4.17 g/cm^3, calcule el porcentaje en masa de oro en la mezcla.

1.94 El tiempo promedio que le toma a una molécula difundirse en una distancia de x cm está dada por

$$t = \frac{x^2}{2D}$$

donde t es el tiempo en segundos y D es el coeficiente de difusión. Si el coeficiente de difusión de la glucosa es de 5.7×10^{-7} cm^2/s, calcule el tiempo que una molécula de glucosa tardaría para difundir 10 μm, que es aproximadamente lo que mide una célula.

1.95 Un cerebro humano pesa alrededor de 1 kg y contiene casi 10^{11} células. Suponga que cada célula está repleta de agua (densidad = 1 g/mL) y calcule la longitud de un lado de esa célula si tuviera forma cúbica. Si las células se dispersan en una delgada capa, con un espesor de una sola célula, ¿cuál es el área superficial en metros cuadrados?

1.96 *a*) El monóxido de carbono (CO) es un gas venenoso debido a su fuerte unión con la hemoglobina transportadora de oxígeno en la sangre. Una concentración de 8.00×10^2 ppm por volumen de CO se considera letal para los humanos. Calcule el volumen en litros que ocupará el CO a esta concentración en una habitación de 17.6 m de largo, 8.80 m de ancho y 2.64 m de altura. *b*) La exposición prolongada al vapor de mercurio (Hg) puede ocasionar desórdenes neurológicos y problemas respiratorios. Un control de calidad del aire determina que la concentración de vapor de Hg debe estar por debajo de 0.050 mg/m^3. Convierta este número a g/L. *c*) La prueba general para descartar la diabetes de tipo 2 es que el nivel de azúcar en sangre (glucosa) sea menor que 120 mg por decilitro (mg/dL). Convierta este número a μg/ml.

1.97 A un cajero bancario se le pide que arme juegos de un dólar cada uno en monedas para los clientes. Cada juego está compuesto de tres monedas de 25 centavos, una moneda de cinco centavos y dos monedas de 10 centavos cada una. Las masas de las monedas son: 5.645 g para la de 25 centavos, 4.967 g para la de cinco centavos y 2.316 g para la de 10 centavos. ¿Cuál es el número máximo de juegos que pueden armarse a partir de 33.871 kg de monedas de 25 centavos, 10.432 kg de monedas de cinco centavos y 7.990 kg de monedas de 10 centavos? ¿Cuál es la masa total (en gramos) de esta colección de monedas?

1.98 Una probeta graduada está llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. Las masas de la probeta antes y después de la adición del aceite mineral son de 124.966 y 159.446 g, respectivamente. En un experimento aparte, una pelota de metal que tiene una masa de 18.713 g se coloca en la probeta y de nuevo se llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. La masa combinada de la pelota y el aceite mineral es de 50.952 g. Calcule la densidad y el radio de la pelota. [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$.]

1.99 Un químico del siglo XIX preparó una sustancia desconocida. En términos generales, ¿piensa usted que sería más difícil demostrar que se trata de un compuesto o de un elemento? Explique su respuesta.

1.100 El bronce es una aleación de cobre (Cu) y estaño (Sn). Calcule la masa de un cilindro de bronce que tiene un radio de 6.44 cm y una longitud de 44.37 cm. La composición del bronce es de 79.42% de Cu y 20.58% de Sn y las densidades del Cu y del Sn son 8.94 g/cm^3 y 7.31 g/cm^3, respectivamente. ¿Qué puede inferirse de este cálculo?

1.101 Suponga que se le proporciona un líquido. Describa brevemente los pasos que realizaría para demostrar que se trata de una sustancia pura o de una mezcla homogénea.

1.102 Un químico mezcla dos líquidos, A y B, para formar una mezcla homogénea. Las densidades de los líquidos son 2.0514 g/mL para A y 2.6678 g/mL para B. Cuando

deja caer un pequeño objeto dentro de la mezcla, descubre que éste queda suspendido en el líquido, es decir, que ni flota ni se hunde. Si la mezcla se compone de 41.37% de A y 58.63% de B, en volumen, ¿cuál es la densidad del metal? ¿Puede emplearse este procedimiento, en general, para determinar las densidades de los sólidos? ¿Qué consideraciones se obtienen al aplicar este método?

1.103 Tums es un remedio popular para la indigestión ácida. Una tableta ordinaria contiene carbonato de calcio además de otras sustancias inertes. Cuando se ingiere, reacciona con el ácido gástrico (ácido clorhídrico) del estómago para liberar dióxido de carbono gaseoso. Cuando una tableta de 1.328 g reaccionó con 40.00 mL de ácido clorhídrico (densidad: 1.140 g/mL), el dióxido de carbono gaseoso se liberó y la solución resultante pesó 46.699 g. Calcule el número de litros de dióxido de carbono gaseoso liberado si su densidad es de 1.81 g/L.

1.104 Una botella de vidrio con capacidad de 250 mL se llenó con 242 mL de agua a 20°C y se cerró bien. Se dejó toda la noche en el exterior, cuando la temperatura era de −5°C. Prediga lo que sucederá. La densidad del agua a 20°C es de 0.998 g/cm^3 y la del hielo a −5°C es de 0.916 g/cm^3.

Interpretación, modelación y estimación

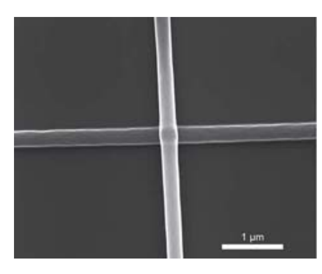
1.105 ¿Cuál es la masa de un mol de hormigas? (*Información útil:* Un mol es la unidad que se usa para partículas atómicas y subatómicas. Es aproximadamente 6×10^{23}. Una hormiga de 1 cm de longitud pesa alrededor de 3 mg.)

1.106 ¿Cuánto tiempo (en años) ha pasado durmiendo una persona de 80 años en toda su vida?

1.107 Estime la cantidad diaria de agua (en galones) que usa dentro de la casa una familia de cuatro integrantes en Estados Unidos.

1.108 Los boliches públicos generalmente almacenan bolas de entre 8 y 16 lb, para las cuales se da la masa en números enteros. Dado que las bolas de boliche reglamentarias tienen un diámetro de 8.6 pulgadas. ¿Cuál de estas bolas (si acaso alguna) esperaría usted que flotara en agua?

1.109 Cuando se fusiona "nanofibra" con diámetros de 100-300 nm se obtienen uniones con volúmenes muy pequeños que de manera potencial permitirían el estudio de reacciones en las que participan sólo unas pocas moléculas. Estime el volumen en litros de la unión formada entre dos fibras como éstas con diámetros internos de 200 nm. En la escala se lee 1 μm.



1.110 Estime el consumo anual de gasolina por los automóviles de pasajeros en Estados Unidos.

1.111 Estime la cantidad total de agua de mar en litros.

1.112 Estime el volumen de sangre en un adulto, en litros.

1.113 ¿A qué distancia (en pies) viaja la luz en un nanosegundo?

1.114 Estime la distancia (en millas) que recorre un jugador de la NBA en un juego profesional de basquetbol.

1.115 En la conservación de agua, los químicos extienden una delgada película de cierto material inerte sobre su superficie para reducir la tasa de evaporación de ésta en depósitos. El pionero de esta técnica fue Benjamín Franklin, hace tres siglos. Franklin encontró que 0.10 mL de aceite podría extenderse sobre la superficie de agua con una área de 40 m^2. Suponiendo que el aceite forma una *monocapa*, es decir, una capa que tiene un espesor de sólo una molécula, estime la longitud de cada molécula de aceite en nanómetros (1 nm = 1×10^{-9} m).

Respuestas a los ejercicios de práctica

1.1 96.5 g. **1.2** 341 g. **1.3** *a*) 621.5°F, *b*) 78.3°C, *c*) −196°C. **1.4** *a*) Dos; *b*) cuatro; *c*) tres; *d*) dos; *e*) tres o dos. **1.5** *a*) 26.76 L; *b*) 4.4 g; *c*) 1.6×10^7 dm^2; *d*) 0.0756 g/mL; *e*) 6.69×10^4 m. **1.6** 2.36 lb. **1.7** 1.08×10^5 m^3. **1.8** 0.534 g/cm^3. **1.9** 0.03 g.



La desaparición de los dinosaurios

Los dinosaurios predominaron en la Tierra durante millones de años y luego desaparecieron repentinamente. A fin de resolver este misterio, los paleontólogos estudiaron fósiles y esqueletos encontrados en las rocas de diversas capas de la corteza terrestre. Sus descubrimientos les permitieron identificar especies que existieron en el planeta durante periodos geológicos específicos. Además,

revelaron la ausencia de esqueletos de dinosaurios en las rocas formadas inmediatamente después del periodo Cretácico, que data de hace 65 millones de años. Tiempo que se supone se extinguieron los dinosaurios.

Entre las muchas hipótesis planteadas para explicar su desaparición, se cuentan alteraciones de la cadena alimentaria y un cambio brusco del clima resultante de erupciones volcánicas violentas. Sin embargo, no se tenían datos convincentes en favor de alguna hipótesis sino hasta 1977. Fue entonces cuando un grupo de paleontólogos que trabajaba en Italia obtuvo algunos datos desconcertantes en un sitio cercano a Gubbio. El análisis químico de una capa de arcilla depositada por arriba de sedimentos formados durante el periodo Cretácico (y, por lo tanto, una capa que registra lo ocurrido *después* de ese periodo) mostró un contenido sorprendentemente alto del elemento iridio (Ir), poco común en la corteza terrestre y, comparativamente, abundante en asteroides.

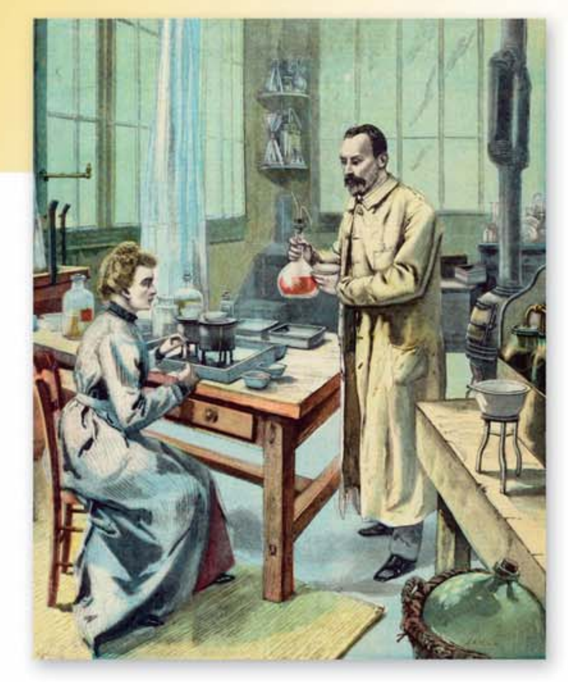
Esa investigación llevó a la hipótesis de que la extinción de los dinosaurios ocurrió como sigue: a fin de explicar la cantidad de iridio encontrada, los científicos plantearon que un gran asteroide, de varios kilómetros de diámetro, impactó la Tierra en la época de la desaparición de los dinosaurios. Dicho impacto debe haber sido tan fuerte que literalmente vaporizó una gran cantidad de rocas, suelo y otros objetos circundantes. El polvo y desechos resultantes flotaron en la atmósfera y bloquearon la luz solar durante meses o quizás años. A falta de luz solar abundante, muchas de las plantas no pudieron crecer, y el registro fósil confirma que, de hecho, muchos tipos de plantas se extinguieron en esa época. De tal suerte que muchos animales herbívoros perecieron y, a su vez, los carnívoros sufrieron hambre. La carencia de fuentes de alimento al parecer afectaba a los grandes animales, que necesitaban grandes volúmenes de comida, más rápida y notablemente que a los animales más pequeños. Así pues, los enormes dinosaurios, de los cuales el más grande habría pesado hasta 30 toneladas, desaparecieron por falta de alimento.

Indicios químicos

1. ¿De qué manera el estudio de la extinción de los dinosaurios ilustra el método científico?
2. Plantee dos maneras en las que podría comprobar la hipótesis de la colisión del asteroide.
3. En su opinión, ¿se justifica referirse a la explicación del asteroide como la teoría de la extinción de los dinosaurios?
4. La información disponible hace pensar que casi 20% de la masa del asteroide se convirtió en polvo y se distribuyó uniformemente sobre la Tierra después de descender de la atmósfera superior. La cantidad de polvo fue de casi 0.02 g/cm^2 de la superficie terrestre. Es muy probable que el asteroide haya tenido una densidad cercana a 2 g/cm^3. Calcule la masa (en kilogramos y en toneladas) del asteroide y su radio en metros, en el supuesto de que era una esfera. (El área de la Tierra es de 5.1×10^{14} m^2; 1 lb = 453.6 g.) [Fuente: *Consider a Spherical Cow—A Course in Environmental Problem Solving*, de J. Harte, University Science Books, Mill Valley, CA, 1988. Con autorización.)

Capítulo 2

Átomos, moléculas y iones



En la ilustración se muestra a Marie y Pierre Curie trabajando en su laboratorio. Los esposos Curie estudiaron e identificaron muchos elementos radiactivos.

Sumario

Avance del capítulo

- Iniciaremos este capítulo con una perspectiva histórica de la búsqueda de las unidades fundamentales de la materia. La versión moderna de la teoría atómica la postuló en el siglo XIX John Dalton, quien afirmó que los elementos estaban constituidos por partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento determinado son idénticos, pero son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. (2.1)
- Observaremos que, mediante la experimentación, los científicos han aprendido que un átomo está constituido por tres partículas elementales: protón, electrón y neutrón. El protón tiene una carga positiva, el electrón una negativa, y el neutrón no tiene carga. Los protones y los neutrones se localizan en una pequeña región en el centro del átomo, denominada núcleo, en tanto que los electrones están dispersos alrededor del núcleo a cierta distancia de él. (2.2)
- Analizaremos las siguientes formas de identificar átomos. El número atómico es el número de protones en un núcleo; los átomos de diferentes elementos tienen números atómicos distintos. Los isótopos son átomos del mismo elemento con un número diferente de neutrones. El número de masa es la suma del número de protones y neutrones en un átomo. Debido a que un átomo es eléctricamente neutro, contiene un número igual de electrones y de protones. (2.3)
- Observaremos cómo se pueden agrupar los elementos de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas en una tabla conocida como tabla periódica. La tabla periódica permite clasificar los elementos (como metales, metaloides y no metales) y correlacionar sus propiedades de manera sistemática. (2.4)
- Veremos que los átomos de la mayor parte de los elementos interactúan para formar compuestos, los cuales se clasifican como moléculas o compuestos iónicos, formados por iones positivos (cationes) y iones negativos (aniones). (2.5)
- Después aprenderemos a utilizar fórmulas químicas (moleculares y empíricas) para representar moléculas y compuestos iónicos y modelos para representar moléculas. (2.6)
- Analizaremos un conjunto de reglas que ayudarán a dar nombre a los compuestos inorgánicos. (2.7)
- Este capítulo termina con una breve introducción al tema del mundo orgánico que se retomará en un capítulo posterior. (2.8)

Desde épocas remotas, los humanos se han interesado por la naturaleza de la materia. Nuestras ideas modernas sobre la estructura de la materia se basan en la teoría atómica de Dalton, de principios del siglo XIX. En la actualidad sabemos que toda la materia está formada por átomos, moléculas y iones. La química siempre se relaciona, de una u otra forma, con estas especies.

2.1 Teoría atómica

En el siglo V, a. C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos Platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del "atomismo", lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, el científico inglés, profesor John Dalton,[1] formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

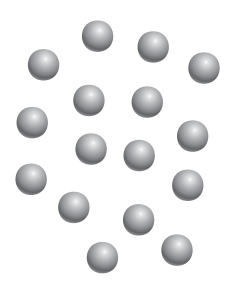
El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
4. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

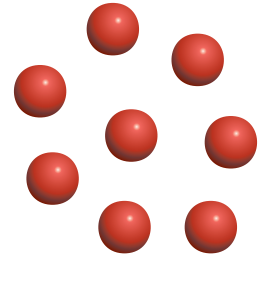
En la figura 2.1 se muestra una representación esquemática de las tres últimas hipótesis.

El concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito. La segunda hipótesis establece que los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos. Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el

[1] John Dalton (1766-1844). Químico, matemático y filósofo inglés. Además de la teoría atómica, también formuló varias leyes sobre los gases y proporcionó la primera descripción detallada de la ceguera al color, la cual padecía. Se ha descrito a Dalton como un experimentador indiferente con muy pocas habilidades en las áreas del lenguaje y la ilustración. Su único pasatiempo era el juego de bolos en césped los jueves por la tarde. Tal vez, la visión de esos bolos de madera fue lo que inspiró su idea de la teoría atómica.

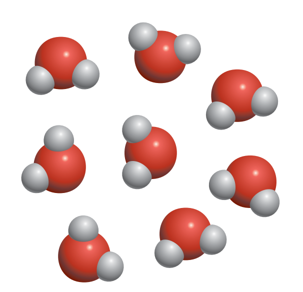


Átomos del elemento X



Átomos del elemento Y

a)

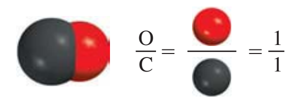


Compuestos formados por los elementos X y Y

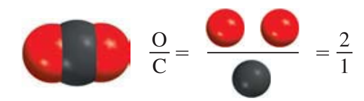
b)

Figura 2.1 *a*) De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, los átomos del mismo elemento son idénticos, pero los átomos de un elemento son distintos de los átomos de otros. *b*) Compuesto formado por átomos de los elementos X y Y. En este caso, la proporción de los átomos del elemento X con respecto a la del elemento Y es de 2:1. Observe que la reacción química produce sólo un reordenamiento de átomos, no su destrucción o creación.

Monóxido de carbono



Dióxido de carbono



Oxígeno en el monóxido de carbono en relación con el oxígeno en el dióxido de carbono: 1:2

Figura 2.2 Ilustración de la ley de las proporciones múltiples.

hidrógeno y el oxígeno, sólo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrógeno son distintos de los átomos de oxígeno.

La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico francés Joseph Proust.[2] La ***ley de las proporciones definidas*** de Proust establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa*. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas ellas se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante.

La tercera hipótesis de Dalton confirma otra importante ley, la ***ley de las proporciones múltiples***. Según esta ley, *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños*. La teoría de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de manera muy sencilla: diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1:2. Este resultado concuerda con la ley de las proporciones múltiples (figura 2.2).

La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la ***ley de la conservación de la masa***,[3] la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar. La brillante idea de Dalton sobre la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

Revisión de conceptos

Los átomos de los elementos A (azul) y B (anaranjado) forman los dos compuestos mostrados aquí. ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?



2.2 Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un ***átomo*** se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas aproximadamente en 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

[2] Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francés. Fue el primero en aislar el azúcar de las uvas.

[3] De acuerdo con Albert Einstein, la masa y la energía son aspectos alternos de una entidad única denominada *masa-energía*. Por lo común, las reacciones químicas implican una ganancia o pérdida de calor u otras formas de energía. Así, cuando la energía se pierde en una reacción, por ejemplo, también se pierde masa. No obstante, salvo en el caso de las reacciones nucleares (vea el capítulo 19), los cambios de masa en las reacciones químicas son demasiado pequeños para ser detectados. Por consiguiente, para fines prácticos, la masa se conserva.

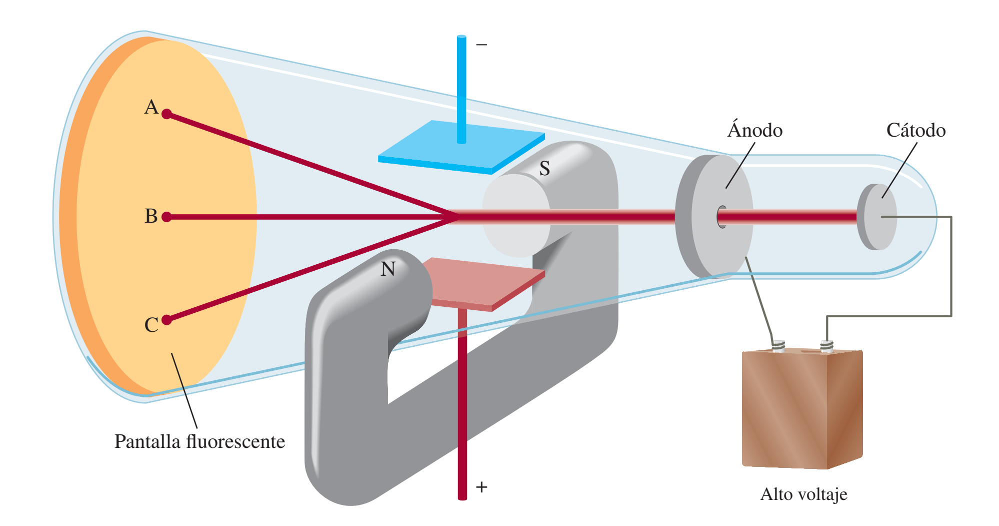


Figura 2.3 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.

El electrón

En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la ***radiación***, *la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas*. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica. Para investigar este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores (figura 2.3). Consta de un tubo de vidrio del cual se ha evacuado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, llamada *cátodo*, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, llamada *ánodo*, que pasa por una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza la superficie, recubierta de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante.

Animación
Tubo de rayos catódicos

En algunos experimentos se colocaron, *por fuera* del tubo de rayos catódicos, dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán (figura 2.3). Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado solamente el campo eléctrico, los rayos llegan al punto C. Cuando tanto el campo magnético como el eléctrico están desconectados, o bien cuando ambos están conectados pero se balancean de forma que se cancelan mutuamente, los rayos alcanzan el punto B. De acuerdo con la teoría electromagnética, un cuerpo cargado, en movimiento, se comporta como un imán y puede interactuar con los campos magnéticos y eléctricos que atraviesa. Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, deben consistir en partículas con carga negativa. Actualmente, estas partículas *con carga negativa* se conocen como ***electrones***. En la figura 2.4 se muestra el efecto de un imán sobre los rayos catódicos.

Los electrones por lo general se asocian con los átomos. No obstante, también se pueden estudiar por separado.

El físico inglés J. J. Thomson,[4] utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que obtuvo fue de -1.76×10^8 C/g, en donde C corresponde a *coulombs*, la unidad de carga eléctrica. Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. Millikan[5] llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión. Su trabajo demostró que la carga de cada electrón era exactamente la misma. En su experimento, Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas car-

Animación
Gota de aceite de Millikan

[4] Joseph John Thomson (1856-1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de Física en 1906 por ser quien descubrió el electrón.

[5] Robert Andrews Millikan (1868-1953). Físico estadounidense, merecedor del Premio Nobel de Física en 1923 por determinar la carga del electrón.

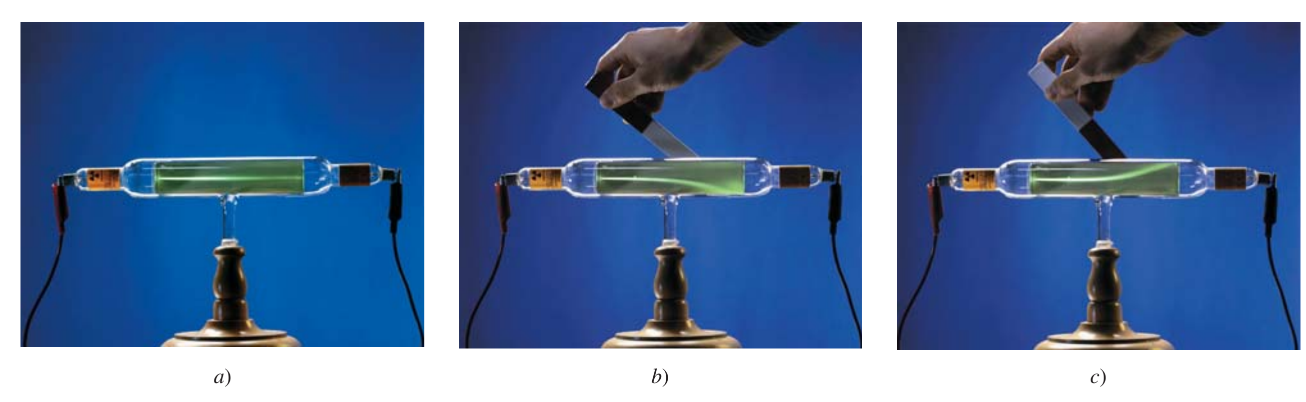


Figura 2.4 *a*) Rayo catódico producido en un tubo de descarga, que viaja del cátodo (a la izquierda) al ánodo (a la derecha). El rayo mismo es invisible, pero la fluorescencia de un recubrimiento de sulfuro de zinc en el vidrio hace que se vea verde. *b*) El rayo catódico se dobla hacia abajo cuando se le acerca un imán de barra. *c*) Cuando se invierte la polaridad del imán, el rayo se dobla en la dirección opuesta.

gadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio (figura 2.5). Al aplicar sus conocimientos sobre electrostática, Millikan encontró que la carga de un electrón es de -1.6022×10^{-19}C. A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$\begin{aligned}\text{masa de un electrón} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} \\ &= \frac{-1.6022 \times 10^{-19}\text{ C}}{-1.76 \times 10^{8}\text{ C/g}} \\ &= 9.10 \times 10^{-28}\text{ g}\end{aligned}$$

Que es un valor de masa extremadamente pequeño.

Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen[6] observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, hacían que éstos emitieran unos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos eran capaces de atravesar la materia, oscurecían las placas fotográficas, incluso cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no podían contener partículas con carga, como los rayos catódicos. Röntgen les dio el nombre de rayos X, por su naturaleza desconocida.

[6] Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923). Físico alemán que recibió el Premio Nobel de Física en 1901 por el descubrimiento de los rayos X.

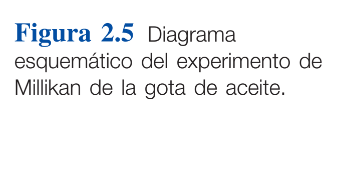
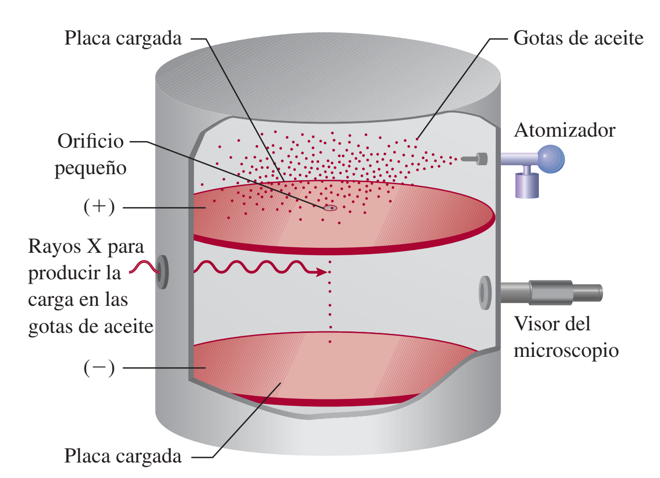


Figura 2.5 Diagrama esquemático del experimento de Millikan de la gota de aceite.



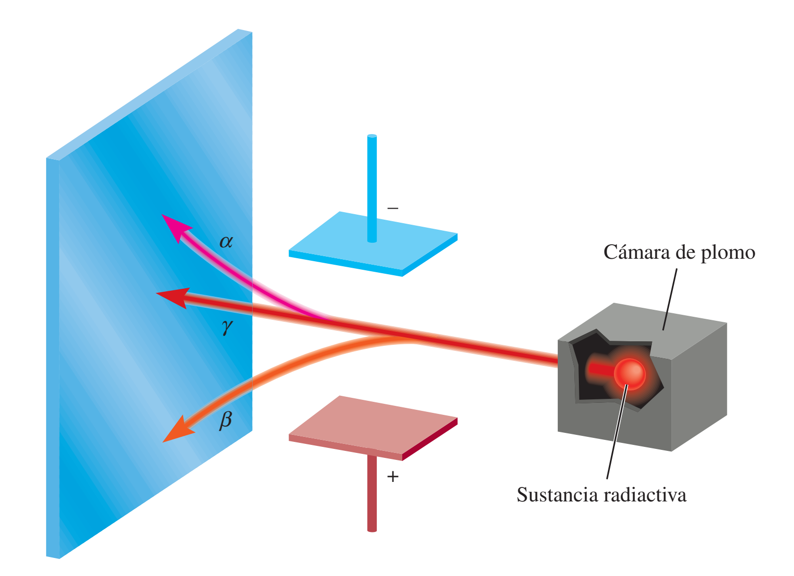
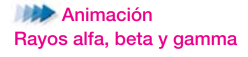


Figura 2.6 Tres tipos de rayos emitidos por elementos radiactivos. Los rayos β consisten en partículas con carga negativa (electrones) y, por ende, son atraídos hacia la placa con carga positiva. Por lo contrario, los rayos α tienen carga positiva y son atraídos hacia la placa con carga negativa. Debido a que los rayos γ no tienen carga alguna, su trayectoria no se ve alterada por un campo eléctrico externo.

Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel,[7] profesor de física en París, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio oscurecían las placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de rayos catódicos. Al igual que los rayos X, los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban altamente energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que se emitían de manera espontánea. Marie Curie,[8] discípula de Becquerel, sugirió el nombre de ***radiactividad*** para describir esta *emisión espontánea de partículas o radiación*. Desde entonces se dice que un elemento es *radiactivo* si emite radiación de manera espontánea.

La desintegración o *descomposición* de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos diferentes. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas (figura 2.6). Los ***rayos alfa*** **(α)** constan de *partículas cargadas positivamente*, llamadas ***partículas*** $\boldsymbol{\alpha}$, que se apartan de la placa con carga positiva. Los ***rayos beta*** **(β)**, o ***partículas*** $\boldsymbol{\beta}$, son electrones y se alejan de la placa con carga negativa. Un tercer tipo de radiación consta de rayos de alta energía, llamados ***rayos gamma*** **(γ)**. Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo.



El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: que contienen electrones y que son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel (figura 2.7). Este modelo, llamado "modelo del pudín de pasas", se aceptó como una teoría durante algunos años.

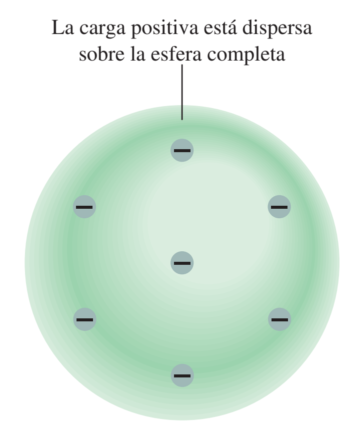


Figura 2.7 Modelo atómico de Thomson, conocido a veces como el modelo del "pudín de pasas", por su semejanza con un postre tradicional inglés hecho con pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva.

[7] Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Físico francés a quien se le otorgó el Premio Nobel de Física en 1903 por el descubrimiento de la radiactividad del uranio.

[8] Marie (Marya Sklodowska) Curie (1867-1934). Química y física nacida en Polonia. En 1903, ella y su esposo francés, Pierre Curie, fueron galardonados con el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la radiactividad. En 1911, una vez más fue merecedora de ese premio, pero esta vez en Química, por su trabajo sobre los elementos radiactivos radio y polonio. Ella es una de las tres personas que han recibido dos premios Nobel en Ciencias. A pesar de su gran contribución a la ciencia, su nominación a la Academia Francesa de Ciencias en 1911 fue rechazada por un voto ¡debido a que era mujer! Su hija Irene, y su yerno Frederic Joliot-Curie, compartieron el Premio Nobel de Química en 1935.

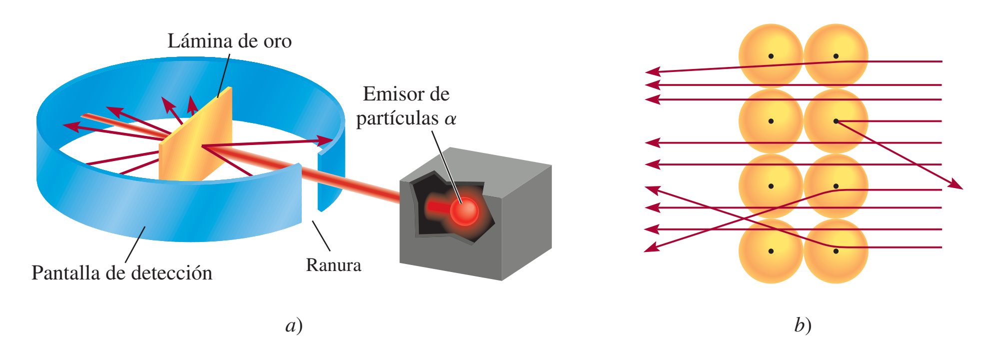


Figura 2.8 *a*) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α mediante una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desviaron con un ángulo grande. En ocasiones alguna partícula α invierte su trayectoria. *b*) Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

Animación
Dispersión de partículas α

Animación
Experimento de Rutherford

En 1910, el físico neozelandés Ernest Rutherford,[9] quien estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger[10] y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden,[11] Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva (figura 2.8). Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De cuando en cuando, algunas partículas α eran dispersadas (o desviadas) de su trayectoria con un gran ángulo. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva! Éste fue el descubrimiento más sorprendente, pues según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaría que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima. El comentario de Rutherford sobre este descubrimiento fue el siguiente: "Resultó tan increíble como si usted hubiera lanzado una bala de 15 pulgadas hacia un trozo de papel de seda y la bala se hubiera regresado hacia usted."

Tiempo después, Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la dispersión de partículas α utilizando un nuevo modelo de átomo. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un *denso conglomerado central dentro del átomo*, que llamó ***núcleo***. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Además, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo.

Las *partículas del núcleo que tienen carga positiva* reciben el nombre de ***protones***. En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma *cantidad* de carga que los electrones y que su masa es de 1.67262×10^{-24} g, aproximadamente 1 840 veces la masa del electrón con carga opuesta.

Hasta este punto, los científicos visualizaban el átomo de la siguiente manera: la masa del núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, pero el núcleo ocupa sólo $1/10^{13}$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas (y moleculares) se expresarán aquí de acuerdo con la unidad del sistema internacional de medidas llamado *picómetro* (*pm*), donde

Una unidad común que no está incluida en el sistema internacional de medidas es el ángstrom (Å; 1 Å = 100 pm).

$$1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

[9] Ernest Rutherford (1871-1937). Físico neozelandés. Rutherford realizó gran parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y Cambridge). Recibió el Premio Nobel de Química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico. Un comentario que hacía con frecuencia a sus estudiantes era: "la ciencia es física o una colección de estampillas".

[10] Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945). Físico alemán. El trabajo de Geiger se enfocó en la estructura del núcleo atómico y en la radiactividad. Inventó un dispositivo para medir la radiación que ahora se conoce comúnmente como el contador Geiger.

[11] Ernest Marsden (1889-1970). Físico inglés. Es alentador saber que algunas veces un estudiante puede ayudar a ganar un Premio Nobel. Marsden prosiguió con su gran contribución al desarrollo de la ciencia en Nueva Zelanda.

El radio típico de un átomo es aproximadamente de 100 pm, en tanto que el radio del núcleo atómico es sólo de 5×10^{-3} pm. Se puede apreciar la diferencia relativa entre el tamaño de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo tuviera el tamaño de un estadio deportivo, el volumen de su núcleo sería comparable con el de una pequeña canica. Mientras que los protones están confinados en el núcleo del átomo, se considera que los electrones están esparcidos alrededor del núcleo y a cierta distancia de él.

El concepto de radio atómico tiene utilidad experimental, pero no debe suponerse que los átomos tienen dimensiones o superficies bien definidas. Más adelante aprenderemos que las regiones externas de los átomos son relativamente "difusas".



Si el tamaño de un átomo se expandiera hasta el de este estadio deportivo, el tamaño de su núcleo sería el de una canica.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contiene sólo un protón, y que el átomo de helio contiene dos protones. Por lo tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2:1. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4:1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick[12] probó en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α, el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ. Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó ***neutrones***, debido a que se demostró que eran *partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones*. El misterio de la relación de las masas se podía explicar ahora. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por lo tanto, la relación es 4:1.

En la figura 2.9 se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo. Existen otras partículas subatómicas, pero el electrón,

[12] James Chadwick (1891-1972). Físico británico. En 1935 recibió el Premio Nobel de Física por demostrar la existencia de los neutrones.

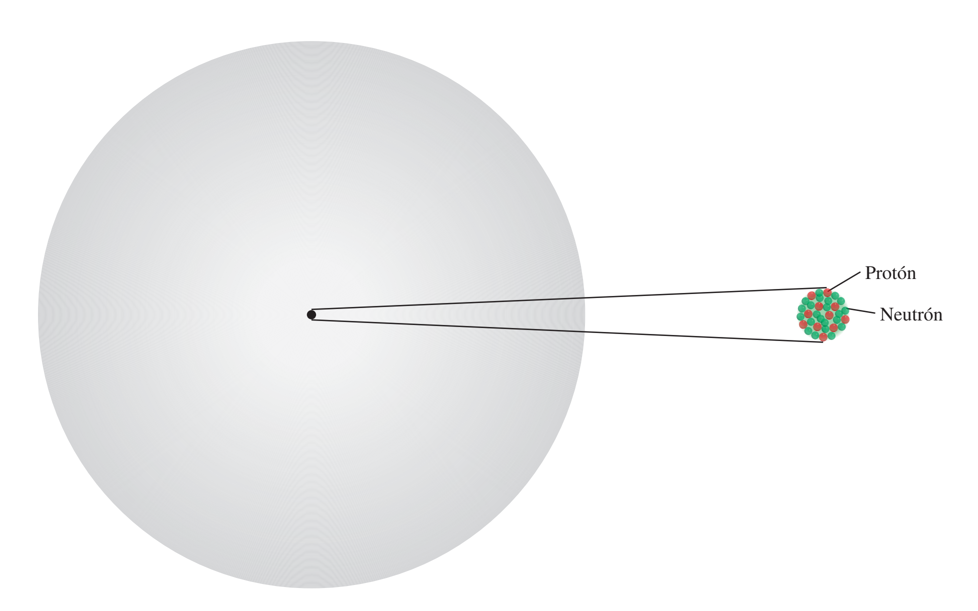


Figura 2.9 Los protones y los neutrones de un átomo están confinados en un núcleo extremadamente pequeño. Los electrones se representan como "nubes" que circundan al núcleo.

Tabla 2.1 **Masa y carga de las partículas subatómicas**

		Carga	
Partícula	**Masa (g)**	**Coulomb**	**Unidad de carga**
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	$+1$
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

* Las mediciones más refinadas aportan un valor más preciso de la masa de un electrón que las de Millikan.

el protón y el neutrón son los tres componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química. En la tabla 2.1 se muestran los valores de carga y masa de estas tres partículas elementales.

2.3 Número atómico, número de masa e isótopos

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El ***número atómico*** **(*Z*)** es *el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento*. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta "flúor".

El ***número de masa*** **(*A*)** es *el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento*. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por

Los protones y los neutrones se llaman colectivamente *nucleones*.

$$\begin{aligned}\text{número de masa} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones}\\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones}\end{aligned} \qquad (2.1)$$

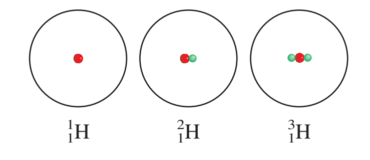
El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico, o $(A - Z)$. Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más ***isótopos***, *átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa*. Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento (X) es como sigue:

$$\begin{matrix}\text{número de masa} \searrow \\ \text{número atómico} \nearrow\end{matrix} {}^{A}_{Z}\mathrm{X}$$

Así, para los isótopos de hidrógeno escribimos:

$^{1}_{1}\mathrm{H}$	$^{2}_{1}\mathrm{H}$	$^{3}_{1}\mathrm{H}$
hidrógeno	deuterio	tritio



Como otro ejemplo, considere dos isótopos comunes del uranio, con números de masa 235 y 238, respectivamente:

$$^{235}_{92}U \qquad ^{238}_{92}U$$

El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, en tanto que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa. Así, los isótopos anteriores se llaman uranio-235 (uranio doscientos treinta y cinco) y uranio-238 (uranio doscientos treinta y ocho).

Las propiedades químicas de un elemento están determinadas, principalmente, por los protones y electrones de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen un comportamiento químico semejante, forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes.

En el ejemplo 2.1 se muestra cómo calcular el número de protones, neutrones y electrones, a partir del número atómico y el número de masa.

Ejemplo 2.1

Indique el número de protones, neutrones y electrones para cada una de las siguientes especies: *a*) $^{20}_{11}Na$, *b*) $^{22}_{11}Na$, *c*) ^{17}O y *d*) carbono-14.

Estrategia Recuerde que el exponente se refiere al número de masa (*A*), y el subíndice al número atómico (*Z*). El número de masa siempre es mayor que el número atómico. (La única excepción es $^{1}_{1}H$ donde el número de masa es igual al número atómico.) En caso de que no se muestre el subíndice, como en los incisos *c*) y *d*), el número atómico se puede derivar del símbolo o nombre del elemento. Para determinar el número de electrones, recuerde que como la electricidad de los átomos es neutra, el número de electrones es igual al número de protones.

Solución *a*) El número atómico es 11; luego, hay 11 protones. El número de masa es 20; por lo tanto, el número de electrones es $20 - 11 = 9$. El número de electrones es el mismo que el número de protones, es decir, 11.

b) El número atómico es el mismo que en *a*), u 11. El número de masa es 22; luego, el número de neutrones es $22 - 11 = 11$. El número de electrones es 11. Observe que las especies en *a*) y *b*) son isótopos químicamente similares al sodio.

c) El número atómico de O (oxígeno) es 8; luego, tiene 8 protones. El número de masa es 17; por lo tanto, tiene $17 - 8 = 9$ neutrones. Hay 8 electrones.

d) El carbono 14 también se puede representar como ^{14}C. El número atómico del carbono es 6, así que tiene $14 - 6 = 8$ neutrones. El número de electrones es 6.

Problemas similares 2.15, 2.16.

Ejercicio de práctica ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el siguiente isótopo del cobre: ^{63}Cu?

Revisión de conceptos

a) ¿Cuál es el número atómico de un elemento si uno de sus isótopos tiene 117 neutrones y un número de masa de 195?

b) ¿Cuál de los dos símbolos siguientes da mejor información? ^{17}O u $_{8}O$?

2.4 La tabla periódica

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la ***tabla periódica***, *una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejante*s. En la figura 2.10 se muestra la tabla periódica moderna, en la que los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en *filas horizontales*, llamadas ***periodos***, y en *columnas verticale*s, conocidas como ***grupos*** o ***familias***, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas. Observe que los elementos 113 a 118 se han sintetizado recientemente, razón por la cual aún carecen de nombre.

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un ***metal*** es *un buen conductor del calor y la electricidad*, en tanto que un ***no metal*** generalmente es *mal conductor del calor y la electricidad*. Un ***metaloide*** *presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales*. En la figura 2.10 se observa que la mayoría de los elementos que se conocen son metales; sólo 17 elementos son no metales y ocho son metaloides. De izquierda a derecha, a lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

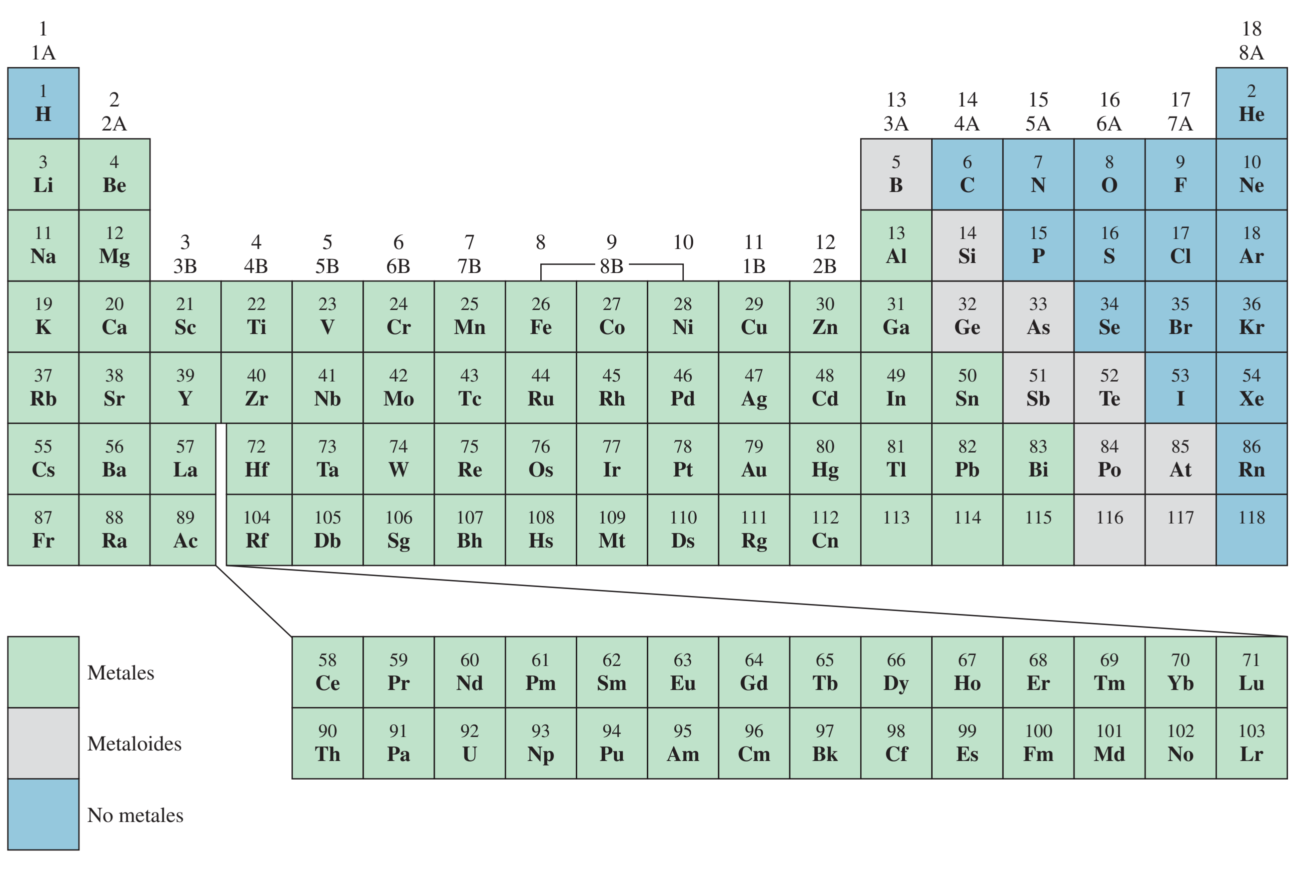


Figura 2.10 La tabla periódica moderna. Los elementos están organizados de acuerdo con los números atómicos que aparecen sobre sus símbolos. Con excepción del hidrógeno (H), los no metales aparecen en la extrema derecha de la tabla. Las dos filas de metales, que se localizan por debajo de la tabla principal, se ubican convencionalmente aparte para evitar que la tabla sea demasiado grande. En realidad, el cerio (Ce) debería seguir al lantano (La), y el torio (Th) debería ir justo después del actinio (Ac). La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado la designación de los grupos 1-18 pero su uso aún no es frecuente. En este texto utilizamos la notación estadounidense para los números de los grupos (1A-8A y 1B-8B). Todavía no se ha asignado nombre a los elementos 113 a 118.



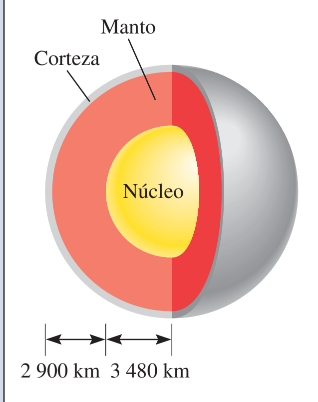
Distribución de los elementos en la Tierra y en los sistemas vivos

La mayor parte de los elementos se presentan en forma natural. ¿Cómo están distribuidos estos elementos en la Tierra, y cuáles son esenciales para los sistemas vivos?

Aproximadamente la extensión de la corteza terrestre, desde la superficie hacia el centro de la Tierra, es de 40 kilómetros (alrededor de 25 millas). Debido a dificultades técnicas, los científicos no han podido estudiar las porciones internas del planeta con tanta facilidad como las de la corteza. No obstante, se cree que en el centro de la Tierra existe un núcleo sólido compuesto en su mayor parte por hierro. Alrededor del núcleo se encuentra una capa llamada *manto*, la cual está formada por un fluido caliente que contiene hierro, carbono, silicio y azufre.

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza, 12 constituyen 99.7% de la masa de la corteza terrestre. Éstos son, en orden decreciente de abundancia natural, oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potasio (K), titanio (Ti), hidrógeno (H), fósforo (P) y manganeso (Mn). Al analizar la abundancia natural de los elementos, debemos recordar que: 1) los elementos no están distribuidos de manera uniforme en la corteza terrestre, y 2) la mayoría se presentan en combinaciones. Estos datos proporcionan la base para la mayoría de los métodos de obtención de elementos puros a partir de sus compuestos, como se estudiará en capítulos posteriores.

En la tabla siguiente se presentan los elementos esenciales en el cuerpo humano. De especial importancia son los *elementos traza*, como hierro (Fe), cobre (Cu), zinc (Zn), yodo (I) y cobalto (Co), los cuales en conjunto conforman aproximadamente 0.1% de la masa corporal. Estos elementos son necesarios para el desarrollo de las funciones biológicas como el crecimiento, el transporte de oxígeno para el metabolismo y la defensa contra las enfermedades. Existe un balance delicado en las cantidades presentes de estos elementos en nuestro cuerpo. Su deficiencia o exceso durante un amplio periodo puede producir enfermedades graves, retraso mental o incluso la muerte.

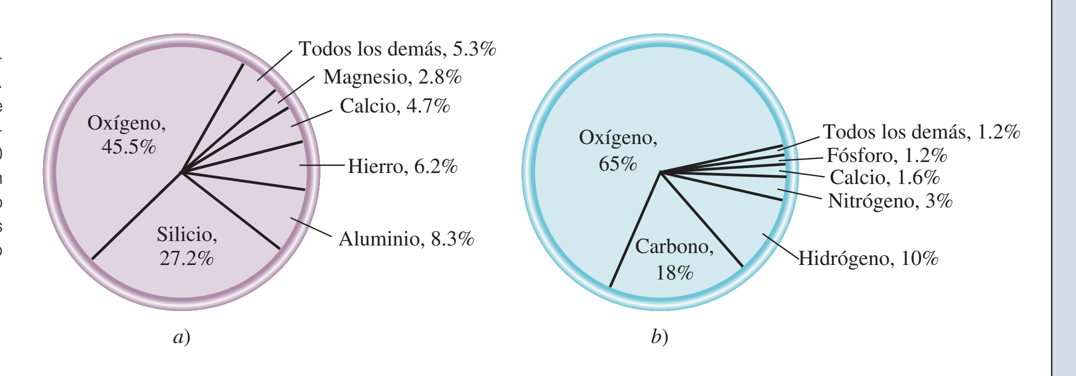


Estructura del interior de la Tierra.

Elementos esenciales en el cuerpo humano

Elemento	Porcentaje en masa*	Elemento	Porcentaje en masa*
Oxígeno	65	Sodio	0.1
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrógeno	10	Hierro	<0.05
Nitrógeno	3	Cobalto	<0.05
Calcio	1.6	Cobre	<0.05
Fósforo	1.2	Zinc	<0.05
Potasio	0.2	Yodo	<0.05
Azufre	0.2	Selenio	<0.01
Cloro	0.2	Flúor	<0.01

* El porcentaje en masa *indica la masa del elemento en gramos presentes en una muestra de 100 g*.



a) Abundancia natural de los elementos en porcentaje por masa. Por ejemplo, la abundancia de oxígeno es de 45.5%. Esto significa que en una muestra de 100 g de corteza terrestre hay, en promedio, 45.5 g del elemento oxígeno. *b*) Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje por masa.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo 1A, grupo 2A, y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. *Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr)* se llaman ***metales alcalinos***, y *los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra)* reciben el nombre de ***metales alcalinotérreos***. *Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At)* se conocen como ***halógenos***, y *los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn)* son los ***gases nobles*** o *gases raros*.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico. Más adelante, en el capítulo 8, analizaremos con más detalle esta piedra angular de la química.

La sección de "Química en acción" de la página 49 describe la distribución de los elementos sobre la Tierra y en el cuerpo humano.

Revisión de conceptos

Después de observar la tabla periódica, ¿las propiedades químicas cambian más a través de un periodo o a través de un grupo?

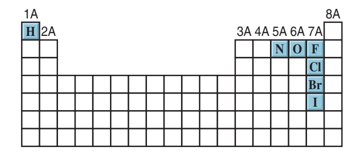
2.5 Moléculas y iones

De todos los elementos, sólo los seis gases nobles del grupo 8A de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) existen en la naturaleza como átomos sencillos. Por esta razón se dice que son gases *monoatómicos* (lo que significa un solo átomo). La mayor parte de la materia está compuesta por moléculas o iones formados por los átomos.

Moléculas

Analizaremos la naturaleza de los enlaces químicos en los capítulos 9 y 10.

Una ***molécula*** es un *agregado de, por lo menos, dos átomos en una colocación definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas* (también llamadas *enlaces químicos*). Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas que se explicó en la sección 2.1. Así, una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos (vea la sección 1.4). El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, es un elemento puro, pero consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrógeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.



Elementos que existen como moléculas diatómicas.

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H_2, es una ***molécula diatómica*** porque *contiene sólo dos átomos*. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), así como los elementos del grupo 7A: flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2). Por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos. Como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno (HCl) y el monóxido de carbono (CO).

La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O_3), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. *Las moléculas que contienen más de dos átomos* reciben el nombre de ***moléculas poliatómicas***. El ozono (O_3), el agua (H_2O) y el amoniaco (NH_3) son moléculas poliatómicas.

Iones

Un ***ion*** es *un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa*. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden

perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un ***catión***, *un ion con carga neta positiva*. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+:

Átomo de Na	**Ion Na^+**
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un ***anión*** es *un ion cuya carga neta es negativa* debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^-:

Átomo de Cl	**Ion Cl^-**
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Se dice que el cloruro de sodio (NaCl), la sal común de mesa, es un ***compuesto iónico*** porque *está formado por cationes y aniones*.

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están: Mg^{2+}, Fe^{3+}, S^{2-} y N^{3-}. Estos iones, lo mismo que los iones Na^+ y Cl^-, reciben el nombre de ***iones monoatómicos*** porque *contienen solamente un átomo*. En la figura 2.11 se muestra la carga de algunos iones monoatómicos. Con algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Además, es posible combinar dos o más átomos y formar un ion que tenga una carga neta positiva o negativa. Los *iones que contienen más de un átomo*, como es el caso de OH^- (ion hidróxido), CN^- (ion cianuro) y NH_4^+ (ion amonio) se denominan ***iones poliatómicos***.

En el capítulo 8 veremos por qué los átomos de diferentes elementos ganan (o pierden) un número específico de electrones.

Revisión de conceptos

a) ¿Qué significa S_8? ¿En qué se diferencia de 8S?

b) Determine el número de protones y electrones para los siguientes iones: *a*) P^{3-} y *b*) Ti^{4+}.

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li^+													C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}											Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}		Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}									Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}				

Figura 2.11 Iones monoatómicos comunes ordenados según sus posiciones en la tabla periódica. Obsérvese que el ion Hg_2^{2+} contiene dos átomos.

2.6 Fórmulas químicas

Los químicos utilizan ***fórmulas químicas*** para *expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos*. Composición significa no solamente los elementos presentes, sino también la proporción en la cual se combinan los átomos. En este punto se consideran dos tipos de fórmulas: moleculares y empíricas.

Fórmulas moleculares

Una ***fórmula molecular*** *indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia*. En el análisis sobre moléculas, cada ejemplo se presenta con su fórmula molecular entre paréntesis. Así, H_2 es la fórmula molecular del hidrógeno, O_2 representa al oxígeno, O_3 es el ozono y H_2O representa el agua. El subíndice numérico indica el número de átomos de cada elemento que están presentes. En el caso de H_2O no aparece un subíndice para el O debido a que sólo hay un átomo de oxígeno en una molécula de agua; de esta manera se omite el subíndice "uno" de las fórmulas. Obsérvese que oxígeno (O_2) y ozono (O_3) son alótropos del oxígeno. Un ***alótropo*** es *una de dos o más formas diferentes de un elemento*. Dos formas alotrópicas del elemento carbono —diamante y grafito— son completamente diferentes no sólo en sus propiedades químicas, sino también en su costo relativo.

Modelos moleculares

Las moléculas son demasiado pequeñas como para poder observarlas de manera directa. Una forma efectiva para visualizarlas es mediante el uso de modelos moleculares. Por lo común se utilizan dos tipos de estos modelos: los modelos de *esferas y barras,* y los modelos *espaciales* (figura 2.12). En los primeros los átomos están representados por esferas de madera o plástico con orificios perforados en ellas. Para representar los enlaces químicos se utilizan barras o resortes. Los ángulos que se forman entre los átomos en los modelos se aproximan a los ángulos de enlace reales de las moléculas. Con excepción del átomo de H, todas las esferas son del mismo tamaño y cada tipo de átomo está representado por un color específico. En los modelos espaciales, los átomos están representados por esferas truncadas que se mantienen unidas a presión, de manera que los enlaces no se ven. El tamaño de las esferas es proporcional al tamaño de los átomos. El primer paso

Vea al final del libro los códigos de color de los átomos.

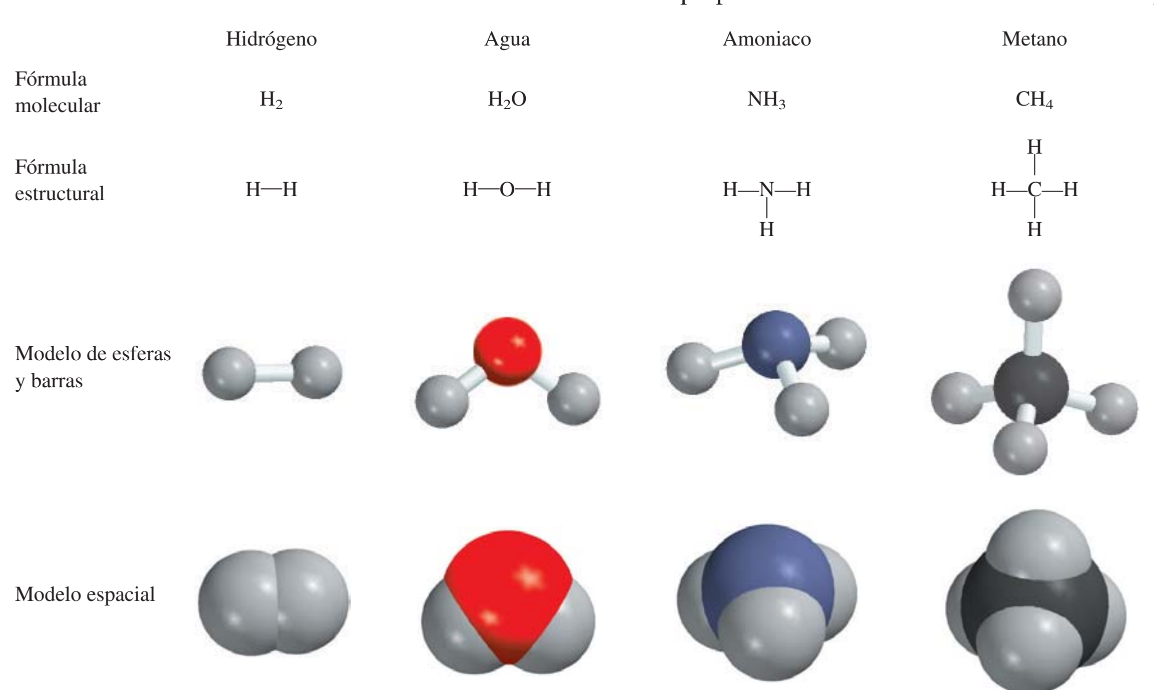


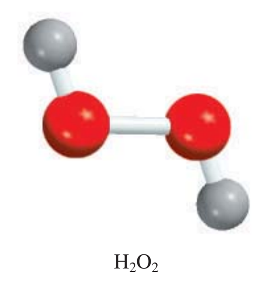
Figura 2.12 Fórmulas moleculares y estructurales, y modelos moleculares para cuatro moléculas comunes.

para construir un modelo molecular consiste en escribir la ***fórmula estructural***, que *muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula*. Por ejemplo, se sabe que en la molécula de agua cada uno de los dos átomos de H está unido a un átomo de O. Por lo tanto, la fórmula estructural del agua es H—O—H. Una línea que une dos símbolos atómicos representa un enlace químico.

Los modelos de esferas y barras indican con claridad la distribución tridimensional de los átomos y son relativamente fáciles de construir. Sin embargo, el tamaño de las esferas no es proporcional al tamaño de los átomos. Como consecuencia, las barras por lo general exageran la distancia entre los átomos de una molécula. Los modelos espaciales son más exactos porque permiten ver con claridad la diferencia del tamaño de los átomos. El inconveniente es que su construcción requiere de más tiempo y no muestran bien la posición tridimensional de los átomos. En este texto se utilizarán constantemente ambos modelos.

Fórmulas empíricas

La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno, sustancia que se utiliza como antiséptico y como agente blanqueador para fibras textiles y decolorante del cabello, es H_2O_2. Esta fórmula indica que cada molécula de peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno. La proporción de átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno en esta molécula es 2:2 o 1:1. La fórmula empírica del peróxido de hidrógeno es HO. En consecuencia, la ***fórmula empírica*** *indica cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos*, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada. Considere otro ejemplo, el compuesto hidracina (N_2H_4) que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidracina es NH_2. La relación entre el nitrógeno y el hidrógeno es 1:2, tanto en la fórmula molecular (N_2H_4) como en la fórmula empírica (NH_2); sólo la fórmula molecular indica el número real de átomos de N (dos) y de H (cuatro) presentes en una molécula de hidracina.



H_2O_2

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más *sencillas*; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños posibles. Las fórmulas moleculares son las fórmulas *reales* de las moléculas. Una vez que se conoce la fórmula molecular, también se sabe la fórmula empírica, pero no al contrario. Entonces, ¿por qué son tan importantes las fórmulas empíricas para los químicos? Como estudiaremos en el capítulo 3, cuando los químicos analizan un compuesto desconocido, por lo general el primer paso consiste en la determinación de su fórmula empírica. Con información adicional, es posible deducir la fórmula molecular.

La palabra "empírico" significa "derivado de la experiencia". Como se abordará en el capítulo 3, las fórmulas empíricas se determinan experimentalmente.

Para muchas moléculas, la fórmula molecular y la fórmula empírica son lo mismo. Algunos ejemplos lo constituyen el agua (H_2O), el amoniaco (NH_3), el dióxido de carbono (CO_2) y el metano (CH_4).

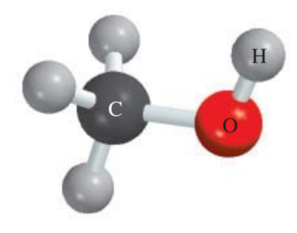
Los ejemplos 2.2. y 2.3 se refieren a la forma de expresar las fórmulas moleculares a partir de modelos moleculares y cómo expresar fórmulas empíricas con base en fórmulas moleculares.

Ejemplo 2.2

Escriba la fórmula molecular del metanol, disolvente orgánico y anticongelante, a partir del modelo de esferas y barras que se muestra al margen.

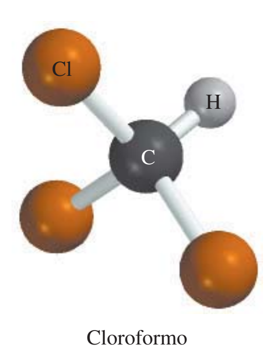
Solución Analice el código de colores para los átomos (véanse las páginas finales del libro). Tiene cuatro átomos de H, un átomo de C y un átomo de O. En consecuencia, la fórmula molecular es CH_4O. Sin embargo, la manera común de escribir la fórmula molecular del metanol es CH_3OH porque así se muestra cómo están unidos los átomos en la molécula.

Ejercicio de práctica Escriba la fórmula molecular del cloroformo, que se utiliza como disolvente y como agente para limpieza. El modelo de esferas y barras del cloroformo se encuentra al margen en la página 54.



Metanol

Problemas similares: 2.47, 2.48.



Cloroformo

Ejemplo 2.3

Escriba la fórmula empírica de las siguientes moléculas: *a*) acetileno (C_2H_2), que se utiliza en los sopletes para la soldadura; *b*) glucosa ($C_6H_{12}O_6$), sustancia conocida como azúcar sanguínea; *c*) óxido nitroso (N_2O), compuesto gaseoso utilizado como anestésico (gas hilarante) y como propelente para cremas en aerosol.

Estrategia Recuerde que para establecer la fórmula empírica, los subíndices de la fórmula molecular se deben escribir como los números enteros más pequeños posibles.

Solución

a) En el acetileno hay dos átomos de carbono y dos átomos de hidrógeno. Dividiendo los subíndices entre 2 se obtiene la fórmula empírica CH.

b) En la glucosa hay seis átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y seis átomos de oxígeno. Al dividir los subíndices entre seis se obtiene la fórmula empírica CH_2O. Observe que al dividir los subíndices entre tres, se obtendría la fórmula $C_2H_4O_2$. Aunque la relación de átomos de carbono a hidrógeno y a oxígeno en $C_2H_4O_2$ es la misma que en $C_6H_{12}O_6$ (1:2:1), $C_2H_4O_2$ no es la fórmula más sencilla porque los subíndices no mantienen la proporción más pequeña en números enteros.

c) Debido a que los subíndices en N_2O son los números enteros más pequeños posibles, la fórmula empírica del óxido nitroso es la misma que su fórmula molecular.

Problemas similares: 2.45, 2.46.

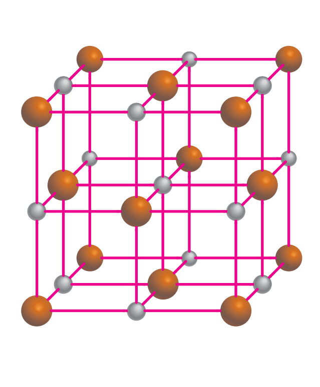
Ejercicio de práctica Escriba la fórmula empírica de la nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$), droga adictiva que se encuentra en el tabaco.



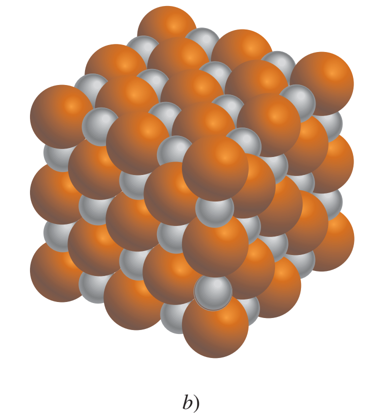
Reacción del sodio metálico con el cloro gaseoso para formar el cloruro de sodio.

Fórmulas de los compuestos iónicos

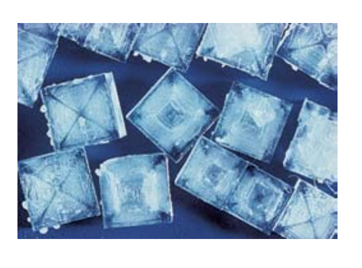
Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas, debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) consiste en el mismo número de iones Na^+ y Cl^- dispuestos en una red tridimensional (figura 2.13). En este compuesto existe una proporción de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro. Como puede apreciarse en la figura 2.13, en el NaCl no se encuentra un ion Na^+ asociado a un ion Cl^- en particular. De hecho, cada ion Na^+ es atraído por los seis iones Cl^- que le rodean, y viceversa. Así, NaCl es la fórmula empírica del cloruro de sodio. En otros compuestos iónicos la estructura real puede ser diferente, pero el arreglo de cationes y aniones es de tal forma que los compuestos son eléctricamente neutros. Observe que en la fórmula de un compuesto iónico no se muestra la carga del catión ni del anión.



a)



b)



c)

Figura 2.13 *a*) Estructura del NaCl sólido. *b*) En realidad los cationes están en contacto con los aniones. Tanto en *a*) como en *b*) las esferas más pequeñas representan iones Na^+ y las esferas más grandes, iones Cl^-. *c*) Cristales de NaCl.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: *el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión.* Si las cargas son numéricamente iguales, los subíndices no serán necesarios. Esta regla se deriva del hecho de que debido a que las fórmulas de los compuestos iónicos normalmente son sus fórmulas empíricas, los subíndices siempre se deben reducir a las proporciones más pequeñas posibles. Considere los siguientes ejemplos.

- **Bromuro de potasio.** El catión potasio K^+ y el anión bromuro Br^- se combinan para formar el compuesto iónico bromuro de potasio. La suma de las cargas es $+1 + (-1) = 0$, de modo que no es necesario escribir subíndices. La fórmula es KBr.

Refiérase a la figura 2.11 para cargas de cationes y aniones.

- **Yoduro de zinc.** El catión zinc Zn^{2+} y el anión yoduro I^- se combinan para formar yoduro de zinc. La suma de las cargas de un ion Zn^{2+} y un ion I^- es $+2 + (-1) = +1$. Para que la suma de las cargas sea igual a cero se debe multiplicar por 2 la carga -1 del anión y agregar un subíndice "2" al símbolo del yodo. En consecuencia, la fórmula del yoduro de zinc es ZnI_2.
- **Óxido de aluminio.** El catión es Al^{3+} y el anión oxígeno es O^{2-}. El siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado por el catión y el anión:

Al③+ O②−

Al_2 O_3

La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Así, la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3.

Observe que en cada uno de los tres ejemplos anteriores, los subíndices están en las razones más pequeñas.

Ejemplo 2.4

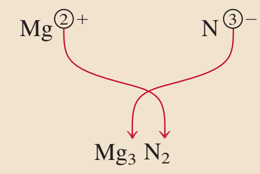
Escriba la fórmula del nitruro de magnesio, que contenga los iones Mg^{2+} y N^{3-}.

Estrategia Nuestra guía para escribir fórmulas para compuestos iónicos es la neutralidad eléctrica, es decir, la carga total en el catión debe ser igual a la carga total en el anión. Debido a que las cargas en los iones Mg^{2+} y N^{3-} no son iguales, sabemos que la fórmula no puede ser MgN. En cambio, escribimos la fórmula como Mg_xN_y, donde x y y son los subíndices que se deben determinar.

Solución Para satisfacer la neutralidad eléctrica debe mantenerse la siguiente relación:

$$(+2)x + (-3)y = 0$$

Al resolver esta ecuación obtenemos $x/y = 3/2$. Si sustituimos $x = 3$ y $y = 2$, tenemos





Cuando el magnesio se quema en el aire, forma óxido de magnesio y nitruro de magnesio.

Verificación Los subíndices se redujeron a la proporción de átomos más pequeña en números enteros, debido a que la fórmula química de un compuesto iónico por lo general es su fórmula empírica.

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) sulfato de cromo (que contiene los iones Cr^{3+} y SO_4^{2-}) y *b*) óxido de titanio (que contiene los iones Ti^{4+} y O^{2-}).

Problemas similares 2.43, 2.44.

Revisión de conceptos

Relacione cada uno de los siguientes diagramas con los compuestos iónicos: Al_2O_3, LiH, Na_2S, $Mg(NO_3)_2$. (Las esferas verdes representan los cationes y las rojas, los aniones.)

a) *b*) *c*) *d*)

2.7 Nomenclatura de los compuestos

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos conocidos, pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos de éstos se derivaban de su aspecto físico, sus propiedades, de origen o sus aplicaciones, por ejemplo: leche de magnesia, gas hilarante, piedra caliza, sosa cáustica, lejía, sosa para lavar y polvo para hornear.

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 66 millones. Por fortuna no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años, los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y proporciona una forma útil para trabajar con la abrumadora variedad de sustancias. El aprendizaje de estas reglas, en el momento actual, proporciona un beneficio casi inmediato a medida que se avanza en el estudio de la química.

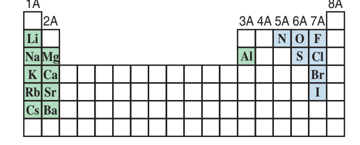
Para iniciar el estudio de la *nomenclatura* química, es decir, el nombre de los compuestos químicos, es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos. Los ***compuestos orgánicos*** *contienen carbono, comúnmente combinado con elemetos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre*. El resto de los compuestos se clasifican como ***compuestos inorgánicos***. Por conveniencia algunos compuestos que contienen carbono, como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), compuestos que contienen el grupo cianuro (CN^-), así como los grupos carbonato (CO_3^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-) se consideran compuestos inorgánicos. En la sección 2.8 se presenta una breve introducción al tema de los compuestos orgánicos.

Vea las páginas finales de este libro si necesita buscar los nombres y símbolos de los elementos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, los compuestos inorgánicos se dividen en cuatro categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases e hidratos.

Compuestos iónicos

En la sección 2.5 aprendimos que los compuestos iónicos están formados por cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos). Con excepción del ion amonio, NH_4^+, todos los cationes de interés se derivan de átomos metálicos. Los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre de los elementos. Por ejemplo:



Los metales más reactivos (verde) y los no metales más reactivos (azul) se combinan para formar compuestos iónicos.

Elemento		Nombre del catión	
Na	sodio	Na^+	ion sodio (o catión sodio)
K	potasio	K^+	ion potasio (o catión potasio)
Mg	magnesio	Mg^{2+}	ion magnesio (o catión magnesio)
Al	aluminio	Al^{3+}	ion aluminio (o catión aluminio)

Muchos compuestos iónicos son ***compuestos binarios***, o *compuestos formados solamente por dos elementos*. Para los compuestos binarios, primero se nombra el anión no metálico seguido por el catión metálico. De esta manera, el NaCl es cloruro de sodio. La nomenclatura del anión se forma tomando la primera parte del nombre del elemento (cloro) y agregando el sufijo -uro. También son compuestos binarios el bromuro de potasio (KBr),


Animación
Formación de compuestos iónicos

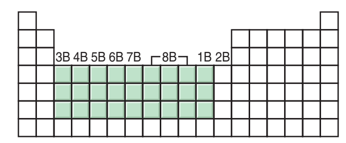
Tabla 2.2 **Nomenclatura con el sufijo -uro para algunos aniones monoatómicos comunes según su posición en la tabla periódica**

Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A
C carburo (C^{4-})*	N nitruro (N^{3-})	O óxido (O^{2-})	F fluoruro (F^-)
Si siliciuro (Si^{4-})	P fosfuro (P^{3-})	S sulfuro (S^{2-})	Cl cloruro (Cl^-)
		Se selenuro (Se^{2-})	Br bromuro (Br^-)
		Te telururo (Te^{2-})	I yoduro (I^-)

* La palabra "carburo" también se utiliza para el anión C_2^{2-}.

el yoduro de zinc (ZnI_2) y el óxido de aluminio (Al_2O_3). En la tabla 2.2 se muestra la nomenclatura con el sufijo -uro de algunos aniones monoatómicos comunes, según su posición en la tabla periódica.

El sufijo -uro también se utiliza para algunos grupos de aniones que contienen elementos diferentes, como el hidróxido (OH^-) y el cianuro (CN^-). Así, los compuestos LiOH y KCN se nombran hidróxido de litio y cianuro de potasio, respectivamente. Éstas, así como algunas otras sustancias iónicas, se denominan ***compuestos ternarios***, lo que significa que son *compuestos formados por tres elementos*. En la tabla 2.3 se enumeran en orden alfabético los nombres de algunos cationes y aniones comunes.



Los metales de transición son los elementos de los grupos 1B y 3B-8B (figura 2.10).

Algunos metales, en particular los *metales de transición*, pueden formar más de un tipo de catión. Considere el hierro como ejemplo. El hierro puede formar dos cationes Fe^{2+} y Fe^{3+}. El sistema antiguo de nomenclatura, que todavía tiene cierto uso, asigna el sufijo "oso" al catión con menor carga positiva, y el sufijo "ico" al catión con mayor carga positiva:

Fe^{2+}	ion ferroso
Fe^{3+}	ion férrico

Los nombres de los compuestos que forman estos iones hierro con el cloro serían

$FeCl_2$	cloruro ferroso
$FeCl_3$	cloruro férrico



$FeCl_2$ (izquierda) y $FeCl_3$ (derecha).

Este método para nombrar los iones presenta algunas limitaciones. La primera es que los sufijos "oso" e "ico" no proporcionan información con respecto a la carga real de los dos cationes involucrados. Así, el ion férrico es Fe^{3+}, pero el catión de cobre llamado cúprico tiene la fórmula Cu^{2+}. Además, las terminaciones "oso" e "ico" proporcionan el nombre sólo para dos cationes. Algunos elementos metálicos pueden adoptar tres o más diferentes cargas positivas en los compuestos. En consecuencia, cada vez es más común designar los diferentes cationes mediante el empleo de números romanos. Este método recibe el nombre de sistema de Stock.[13] De acuerdo con este sistema, el número romano I indica una carga positiva, II significa dos cargas positivas, y así sucesivamente. Por ejemplo, los átomos de manganeso (Mn) pueden adoptar diferentes cargas positivas:

Mn^{2+}: MnO	óxido de manganeso(II)
Mn^{3+}: Mn_2O_3	óxido de manganeso(III)
Mn^{4+}: MnO_2	óxido de manganeso(IV)

Recuerde que los números romanos se refiere a las cargas en los cationes metálicos.

Los nombres de estos compuestos se leen "óxido de manganeso dos", "óxido de manganeso tres" y "óxido de manganeso cuatro". Al emplear el sistema de Stock, el ion ferroso y el ion férrico se designan como hierro(II) y hierro(III), respectivamente; el cloruro

[13] Alfred E. Stock (1876-1946). Químico alemán. Stock realizó la mayor parte de su investigación sobre la síntesis y caracterización de los compuestos de boro, berilio y silicio. Fue el primer científico en estudiar el peligro del envenenamiento por mercurio.

Tabla 2.3 **Nombres y fórmulas de algunos cationes y aniones inorgánicos comunes**

Catión	Anión
aluminio (Al^{3+})	bromuro (Br^-)
amonio (NH_4^+)	carbonato (CO_3^{2-})
bario (Ba^{2+})	cianuro (CN^-)
cadmio (Cd^{2+})	clorato (ClO_3^-)
calcio (Ca^{2+})	cloruro (Cl^-)
cesio (Cs^+)	cromato ($Cr_2O_7^{2-}$)
cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$)
cobre(I) o cuproso (Cu^+)	dihidrógeno fosfato ($H_2PO_4^-$)
cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	fluoruro (F^-)
cromo(III) o crómico (Cr^{3+})	fosfato (PO_4^{3-})
estaño(II) o estanoso (Sn^{2+})	hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
estroncio (Sr^{2+})	hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
hidrógeno (H^+)	hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	hidróxido (OH^-)
hierro(III) o férrico(Fe^{3+})	hidruro (H^-)
litio (Li^+)	nitrato (NO_3^-)
magnesio (Mg^{2+})	nitrito (NO_2^-)
manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	nitruro (N^{3-})
mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})*	óxido (O^{2-})
mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})	permanganato (MnO_4^-)
plata (Ag^+)	peróxido (O_2^{2-})
plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	sulfato (SO_4^{2-})
potasio (K^+)	sulfito (SO_3^{2-})
rubidio (Rb^+)	sulfuro (S^{2-})
sodio (Na^+)	tiocianato (SCN^-)
zinc (Zn^{2+})	yoduro (I^-)

* El mercurio(I) existe como un par, según se señala.

Los metales de no transición, como el estaño (Sn) y el plomo (Pb), también pueden formar más de un tipo de cationes.

ferroso se denominará cloruro de hierro(II), en tanto que el cloruro férrico será cloruro de hierro(III). Según la práctica moderna, en este libro se utilizará el sistema de Stock para nombrar los compuestos.

Los ejemplos 2.5 y 2.6 ilustran cómo nombrar los compuestos iónicos y escribir sus fórmulas, con base en la información de la figura 2.11, así como en las tablas 2.2 y 2.3.

Ejemplo 2.5

Nombre los siguientes compuestos: *a*) $Cu(NO_3)_2$, *b*) KH_2PO_4 y *c*) NH_4ClO_3.

Estrategia Observe que los compuestos en *a*) y *b*) contienen átomos tanto metálicos como no metálicos, así que esperamos que sean compuestos iónicos. No existen átomos metálicos en *c*) pero existe un grupo amonio, el cual tiene una carga positiva. Así, NH_4ClO_3 también

es un compuesto iónico. Nuestra referencia para los nombres de los cationes y aniones es la tabla 2.3. Recuerde que si un átomo metálico puede formar cationes de diferentes cargas (figura 2.11), es necesario emplear el sistema de Stock.

Solución

a) Debido a que el ion nitrato (NO_3^-) tiene una carga negativa, el ion cobre debe tener dos cargas positivas. Debido a que el cobre forma los iones Cu^+ y Cu^{2+}, necesitamos utilizar el sistema Stock y denominar al compuesto nitrato de cobre(II).

b) El catión es K^+ y el anión es $H_2PO_4^-$ (dihidrógeno fosfato). Debido a que el potasio sólo forma un tipo de ion (K^+), no es necesario escribir potasio(I) en el nombre. El compuesto es dihidrógeno fosfato de potasio.

c) El catión es NH_4^+ (ion amonio) y el anión es ClO_3^-. El compuesto es clorato de amonio.

Problemas similares: 2.57*b*), *e*), *f*).

Ejercicio de práctica Nombre los siguientes compuestos: *a*) V_2O_5 y *b*) Li_2SO_3.

Ejemplo 2.6

Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: *a*) nitrito de mercurio(I), *b*) sulfuro de cesio y *c*) fosfato de calcio.

Estrategia En la tabla 2.3 encontramos las fórmulas de cationes y aniones. Recuerde que los números romanos en el sistema de Stock proporcionan información útil acerca de las cargas del catión.

Solución

a) El número romano muestra que el ion mercurio tiene una carga +1. Sin embargo, de acuerdo con la tabla 2.3 el ion mercurio(I) es diatómico (es decir, Hg_2^{2+}) y el ion nitrito es NO_2^-. Por lo tanto, la fórmula es $Hg_2(NO_2)_2$.

Observe que los subíndices de este compuesto iónico no se reducen a su mínima proporción, ya que el ion Hg(I) se encuentra en forma de par o dímero.

b) Cada ion sulfuro tiene dos cargas negativas y cada ion cesio tiene una carga positiva (el cesio está en el grupo 1A, como el sodio). En consecuencia, la fórmula es Cs_2S.

c) Cada ion calcio (Ca^{2+}) tiene dos cargas positivas, y cada ion fosfato (PO_4^{3-}) tiene tres cargas negativas. Para que la suma de las cargas sea igual a cero, debemos ajustar el número de cationes y aniones:

$$3(+2) + 2(-3) = 0$$

Así, la fórmula es $Ca_3(PO_4)_2$.

Problemas similares: 2.59*a*), *b*), *d*), *h*), *i*).

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) sulfato de rubidio, *b*) hidruro de bario.

Compuestos moleculares

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos moleculares están formados por unidades moleculares discretas. Por lo general están formados por elementos no metálicos (figura 2.10). Muchos compuestos moleculares son compuestos binarios. La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a la de los compuestos iónicos binarios. Se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, a cuya raíz se adiciona el sufijo *-uro* y después se nombra el primer elemento. Algunos ejemplos son:

HCl	cloruro de hidrógeno
HBr	bromuro de hidrógeno
SiC	carburo de silicio

Tabla 2.4

Prefijos griegos utilizados en la nomenclatura de compuestos moleculares

Prefijo	Significado
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

Es muy común que un par de elementos forme diferentes compuestos. En estos casos se evita la confusión en la nomenclatura de los compuestos mediante el uso de prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada uno de los elementos presentes (tabla 2.4). Analice los siguientes ejemplos:

CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
SO_2	dióxido de azufre
SO_3	trióxido de azufre
NO_2	dióxido de nitrógeno
N_2O_4	tetróxido de dinitrógeno

Las siguientes pautas son útiles para nombrar compuestos con prefijos:

- El prefijo "mono-" puede omitirse para el primer elemento de la fórmula. Por ejemplo, PCl_3 se nombra tricloruro de fósforo y no tricloruro de monofósforo. Así, la ausencia de un prefijo para el primero de los elementos de la fórmula generalmente significa que sólo hay un átomo de ese elemento en la molécula.
- Para el caso de los óxidos, en algunas ocasiones se omite la terminación "a" del prefijo. Por ejemplo, N_2O_4 se denomina tetróxido de dinitrógeno y no tetraóxido de dinitrógeno.

La excepción para el uso de prefijos griegos es el caso de compuestos moleculares que contienen hidrógeno. Tradicionalmente, muchos de estos compuestos se llaman por sus nombres comunes no sistemáticos, o bien mediante nombres que no indican el número de átomos de H presentes:

Los compuestos binarios que contienen carbono e hidrógeno son compuestos orgánicos; no siguen las mismas convenciones de nomenclatura. Estudiaremos la nomenclatura de los compuestos orgánicos en el capítulo 24.

B_2H_6	diborano
CH_4	metano
SiH_4	silano
NH_3	amoniaco
PH_3	fosfina
H_2O	agua
H_2S	sulfuro de hidrógeno

Observe que el orden en que se escriben los elementos en las fórmulas es irregular para los compuestos que contienen hidrógeno. En el agua y el sulfuro de hidrógeno, se escribe primero el H, en tanto que en los otros compuestos aparece al final.

En general es muy sencillo escribir las fórmulas de los compuestos moleculares. Así, el nombre trifluoruro de arsénico indica que hay un átomo de As y tres átomos de F en cada molécula y que la fórmula molecular es AsF_3. Observe que el orden de aparición de los elementos en la fórmula es el inverso al de su nombre.

Ejemplo 2.7

Nombre los siguientes compuestos moleculares: *a*) $SiCl_4$ y *b*) P_4O_{10}.

Estrategia Para los prefijos se hace referencia a la tabla 2.4. En *a*) hay sólo un átomo de Si, así que no utilizamos el prefijo mono-.

Solución *a*) Debido a que hay cuatro átomos de cloro presentes, el compuesto es tetracloruro de silicio.

b) Hay cuatro átomos de fósforo y diez átomos de oxígeno presentes, de manera que el compuesto es decóxido de tetrafósforo. Observe que se omite la "a" del prefijo deca-.

Problemas similares: 2.57*c*), *i*), *j*).

Ejercicio de práctica Nombre los siguientes compuestos moleculares: *a*) NF_3 y *b*) Cl_2O_7.

Ejemplo 2.8

Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares: *a*) disulfuro de carbono y *b*) hexabromuro de disilicio.

Estrategia Aquí necesitamos convertir los prefijos en números de átomos (tabla 2.4). Debido a que no existe prefijo para el carbono en *a*), esto significa que sólo hay un átomo de carbono presente.

Solución *a*) Dado que hay un átomo de carbono y dos átomos de azufre presentes, la fórmula es CS_2.

b) Hay dos átomos de silicio y seis átomos de bromo presentes, por lo que la fórmula es Si_2Br_6.

Problemas similares: 2.59*g*), *j*).

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares: *a*) tetrafluoruro de azufre, *b*) pentóxido de dinitrógeno.

En la figura 2.14 se resumen los pasos para la nomenclatura de los compuestos iónicos y de los compuestos moleculares binarios.

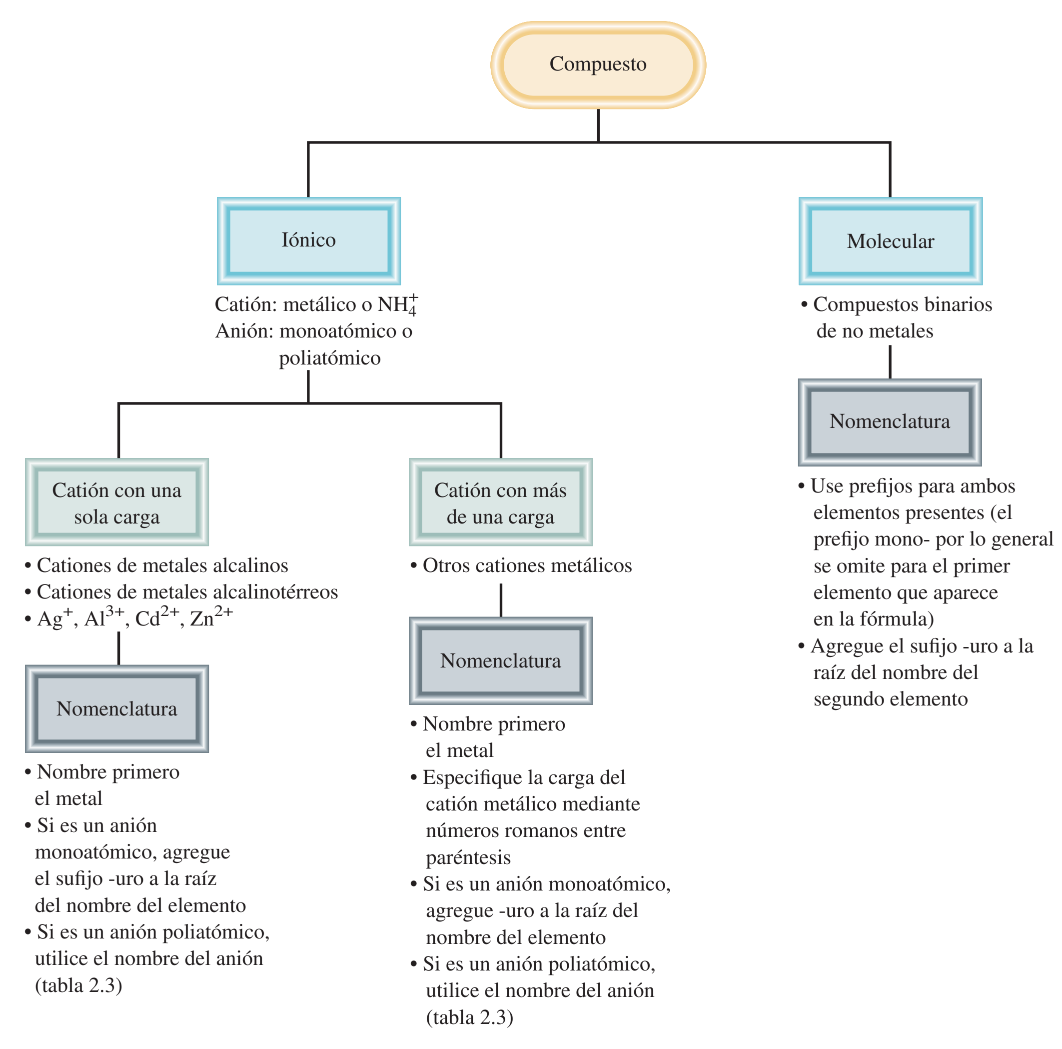
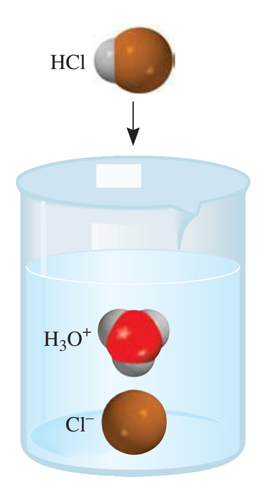


Figura 2.14 Pasos para la nomenclatura de compuestos iónicos y de compuestos moleculares binarios.



Cuando se disuelve en agua, la molécula de HCl se convierte en los iones H^+ y Cl^-. El ion H^+ se asocia a una o más moléculas de agua, y por lo general se representa como H_3O^+.

Ácidos y bases

Nomenclatura de ácidos

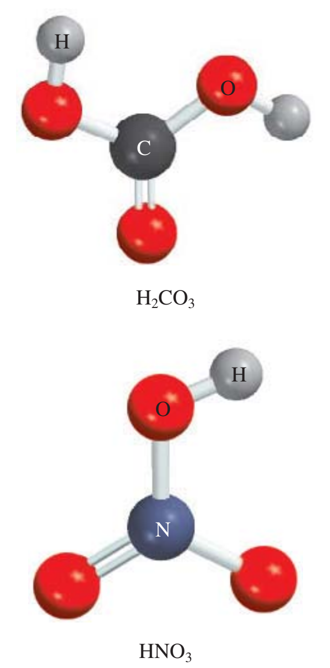
Un ***ácido*** se describe como *una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua*. (H^+ es equivalente a un protón, y con frecuencia se nombra de esa forma.) Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo aniónico. Los aniones cuyo nombre termina en -uro forman ácidos cuyo nombre termina en -hídrico, como se muestra en la tabla 2.5. En algunos casos se pueden asignar dos nombres diferentes a la misma fórmula química.

HCl	cloruro de hidrógeno
HCl	ácido clorhídrico

El nombre asignado al compuesto depende de su estado físico. En estado gaseoso o en estado líquido puro, HCl es un compuesto molecular que recibe el nombre de cloruro de hidrógeno. Cuando se encuentra disuelto en agua, sus moléculas se separan en los iones H^+ y Cl^-; en esta forma, la sustancia se llama ácido clorhídrico.

Los ***oxiácidos*** son ácidos que *contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central)*. Las fórmulas de los oxiácidos por lo general se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O. Usamos los siguientes cinco ácidos comunes como referencia en la nomenclatura de oxiácidos:

H_2CO_3	ácido carbónico
$HClO_3$	ácido clórico
HNO_3	ácido nítrico
H_3PO_4	ácido fosfórico
H_2SO_4	ácido sulfúrico



Observe que todos estos ácidos se presentan como compuestos moleculares en la fase gaseosa.

Con frecuencia dos o más oxiácidos tienen el mismo átomo central pero diferente número de átomos de O. En relación con los oxiácidos, cuyos nombres terminan en -ico, se utilizan las siguientes reglas para nombrar estos compuestos:

1. Al agregar un átomo de O al ácido "-ico", el ácido se llamará ácido "per...ico". Así, la adición de un átomo de O a $HClO_3$ cambia el nombre de ácido clórico a ácido perclórico $HClO_4$.
2. Al quitar un átomo de O al ácido "-ico", el ácido se llama ácido "-oso". Así, el ácido nítrico, HNO_3, se transforma en ácido nitroso, HNO_2.
3. Al quitar dos átomos de O del ácido "-ico", el ácido se llama ácido "hipo...oso". Así, cuando $HBrO_3$ se convierte en HBrO, el ácido se llama ácido hipobromoso.

Tabla 2.5 **Algunos ácidos sencillos**

Ácido	Anión correspondiente
HF (ácido fluorhídrico)	F^- (fluoruro)
HCl (ácido clorhídrico)	Cl^- (cloruro)
HBr (ácido bromhídrico)	Br^- (bromuro)
HI (ácido yodhídrico)	I^- (yoduro)
HCN (ácido cianhídrico)	CN^- (cianuro)
H_2S (ácido sulfhídrico)	S^{2-} (sulfuro)

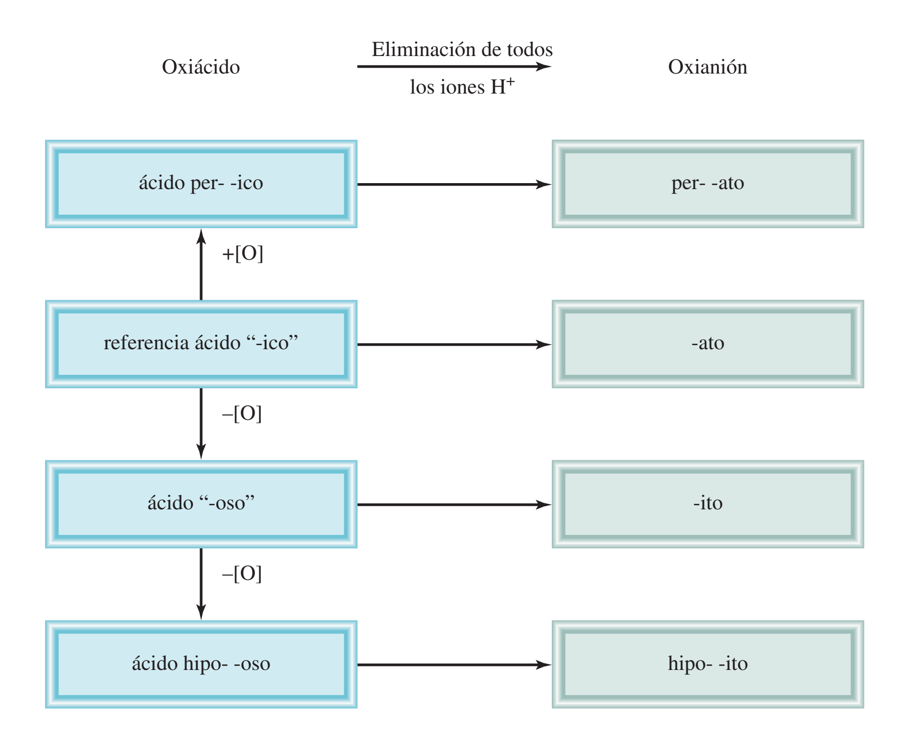
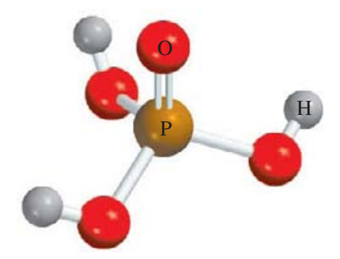


Figura 2.15 Nomenclatura de oxiácidos y oxianiones.

Las reglas para nombrar los ***oxianiones***, que son los *aniones de los oxiácidos*, son las siguientes:

1. Cuando se quitan todos los iones H del ácido "-ico", el nombre del anión termina en -ato. Por ejemplo, el anión CO_3^{2-}, derivado de H_2CO_3, se llama carbonato.
2. Cuando se quitan todos los iones H del ácido "-oso", el nombre del anión termina en -ito. Así, el anión CO_2^-, derivado del $HClO_2$, se llama clorito.
3. Los nombres de los aniones a los cuales se han quitado uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deben indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, considere los aniones derivados del ácido fosfórico:

H_3PO_4	ácido fosfórico
$H_2PO_4^-$	dihidrógeno fosfato
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato
PO_4^{3-}	fosfato



H_3PO_4

Observe que por lo general se omite el prefijo mono- cuando sólo hay un H en el anión. La figura 2.15 resume la nomenclatura de los oxiácidos y de los oxianiones, y en la tabla 2.6 se presentan los nombres de los oxiácidos y los oxianiones que contienen cloro.

Tabla 2.6 Nombres de oxiácidos y oxianiones que contienen cloro

Ácido	Anión correspondiente
$HClO_4$ (ácido perclórico)	ClO_4^- (perclorato)
$HClO_3$ (ácido clórico)	ClO_3^- (clorato)
$HClO_2$ (ácido cloroso)	ClO_2^- (clorito)
$HClO$ (ácido hipocloroso)	ClO^- (hipoclorito)

En el ejemplo 2.9 se muestra la nomenclatura de un oxiácido y un oxianión.

Ejemplo 2.9

Nombre el siguiente oxiácido y oxianión: *a*) H_3PO_3, *b*) IO_4^-.

Estrategia Para la nomenclatura del ácido en *a*), primero identificamos el ácido de referencia, cuyo nombre termina con -ico, como se muestra en la figura 2.15. En *b*) necesitamos convertir el anión al ácido del que se deriva mostrado en la tabla 2.6.

Solución *a*) Empezamos con el ácido de referencia, el ácido fosfórico (H_3PO_4). Como el H_3PO_3 tiene un átomo de O menos, se llama ácido fosforoso.

b) El ácido del que se deriva es HIO_4. Debido a que el ácido tiene un átomo de O más que el ácido de referencia, ácido yódico (HIO_3), se llama ácido peryódico. En consecuencia, el anión derivado del HIO_4 se llama peryodato.

Problema similar: 2.58*f*).

Ejercicio de práctica Nombre el siguiente oxiácido y el oxianión: *a*) HBrO, *b*) HSO_4^-.

Nomenclatura de bases

Una ***base*** se describe como *una sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando está disuelta en agua*. Algunos ejemplos son:

NaOH	hidróxido de sodio
KOH	hidróxido de potasio
$Ba(OH)_2$	hidróxido de bario

El amoniaco (NH_3) es un compuesto molecular en estado gaseoso o en estado líquido puro; también se clasifica como base común. A primera vista podría parecer una excepción a la definición de una base. Pero debe hacerse notar que lo que se requiere para que una sustancia se clasifique como base es que *libere* iones hidróxido cuando está disuelta en agua, y no es necesario que contenga iones hidróxido en su estructura. De hecho, cuando el amoniaco se disuelve en agua, el NH_3 reacciona parcialmente con ella para formar iones NH_4^+ y OH^-. Por esta razón se clasifica como base.

Hidratos

Los ***hidratos*** son *compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos*. Por ejemplo, en su estado normal, cada unidad de sulfato de cobre(II) tiene cinco moléculas de agua asociadas a él. El nombre sistemático para este compuesto es sulfato de cobre(II) pentahidratado, y su fórmula se escribe como $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, el compuesto resultante es $CuSO_4$, que suele llamarse sulfato de cobre(II) *anhidro*; la palabra "anhidro" significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él (figura 2.16). Algunos otros hidratos son:

$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	cloruro de bario dihidratado
$LiCl \cdot H_2O$	cloruro de litio monohidratado
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	sulfato de magnesio heptahidratado
$Sr(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$	nitrato de estroncio tetrahidratado

Compuestos inorgánicos comunes

Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. En la tabla 2.7 se muestran algunos ejemplos.



Figura 2.16 El $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (izquierda) es de color azul; el $CuSO_4$ (derecha) es de color blanco.

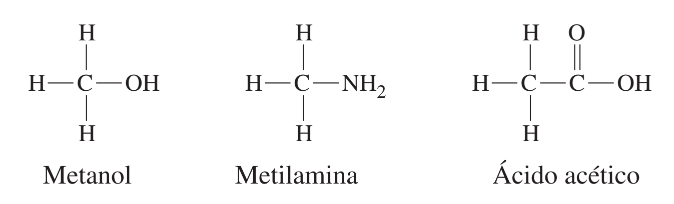
Tabla 2.7 Nombres comunes y sistemáticos de algunos compuestos

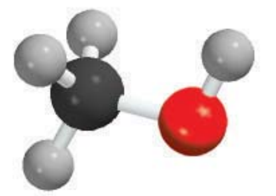
Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
H_2O	Agua	Monóxido de dihidrógeno
NH_3	Amoniaco	Nitruro de trihidrógeno
CO_2	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N_2O	Gas hilarante	Monóxido de dinitrógeno
$CaCO_3$	Mármol, greda, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
$Ca(OH)_2$	Cal apagada	Hidróxido de calcio
$NaHCO_3$	Polvo para hornear	Hidrógeno carbonato de sodio
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Sosa para lavar	Carbonato de sodio decahidratado
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Sal de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado
$Mg(OH)_2$	Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Yeso	Sulfato de calcio dihidratado

2.8 Introducción a los compuestos orgánicos

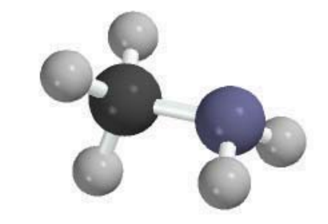
Los *hidrocarburos* constituyen el tipo más sencillo de compuestos orgánicos; contienen sólo átomos de carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se utilizan como combustibles para la calefacción doméstica e industrial, para generar electricidad y suministrar energía a motores de combustión, y como materia prima para la industria química. Una clase de hidrocarburos se denominan *alcanos*. La tabla 2.8 muestra los nombres, fórmulas y modelos moleculares para los primeros diez alcanos de *cadena lineal*, es decir, cadenas que no tienen ramificaciones. Observe que todos los nombres tienen la terminación *–ano*. A partir del compuesto de fórmula C_5H_{12}, se utilizan los prefijos griegos de la tabla 2.4 para indicar el número de átomos de carbono presentes.

La química de los compuestos orgánicos está determinada en gran parte por los *grupos funcionales*, los cuales constan de uno o varios átomos enlazados en forma específica. Por ejemplo, cuando un grupo hidroxilo (—OH), un grupo amino (—NH_2) y un grupo carboxilo (—COOH) reemplazan a un átomo de H en el metano, se generan las siguientes moléculas:

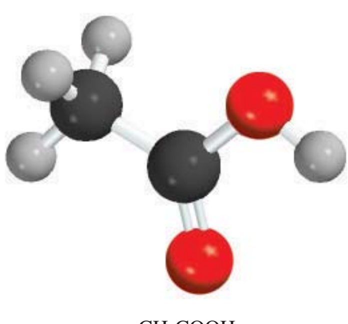




CH_3OH



CH_3NH_2



CH_3COOH

Tabla 2.8 Los primeros diez alcanos de cadena lineal

Nombre	Fórmula	Modelo molecular
Metano	CH_4	
Etano	C_2H_6	
Propano	C_3H_8	
Butano	C_4H_{10}	
Pentano	C_5H_{12}	
Hexano	C_6H_{14}	
Heptano	C_7H_{16}	
Octano	C_8H_{18}	
Nonano	C_9H_{20}	
Decano	$C_{10}H_{22}$	

Las propiedades químicas de estas moléculas se pueden predecir con base en la reactividad de los grupos funcionales. Aunque no se estudiará la nomenclatura de las principales clases de compuestos orgánicos y sus propiedades en términos de los grupos funcionales sino hasta el capítulo 24, utilizaremos con frecuencia ciertos compuestos orgánicos como ejemplos para ilustrar los enlaces químicos, las reacciones ácido-base y otras propiedades a lo largo del libro.

Revisión de conceptos

¿Cuántas moléculas diferentes puede usted generar sustituyendo un átomo de H por un grupo hidroxilo (—OH) en el butano (tabla 2.8)?

Ecuación clave

Número de masa = número de protones + número de neutrones
= número atómico + número de neutrones (2.1)

Resumen de conceptos

1. La química moderna empezó con la teoría atómica de Dalton, que establece que toda la materia está compuesta por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos; que todos los átomos del mismo elemento son idénticos; que los compuestos contienen átomos de diferentes elementos combinados en proporción de números enteros, y que los átomos no se crean ni se destruyen durante las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa).
2. Los átomos de los elementos que constituyen un compuesto en particular siempre se combinan en la misma proporción en masa (ley de las proporciones definidas). Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa del elemento que se combina con una cantidad fija de masa del otro elemento siempre es una relación de números enteros pequeños (ley de las proporciones múltiples).
3. Un átomo está constituido por un núcleo central muy denso, que contiene protones y neutrones, y por electrones que se mueven alrededor del núcleo a una distancia relativamente grande.
4. Los protones están cargados positivamente, los neutrones no tienen carga y los electrones están cargados negativamente. Los protones y neutrones tienen casi la misma masa, que es alrededor de 1 840 veces mayor que la masa de un electrón.
5. El número atómico de un elemento es el número de protones presentes en el núcleo de un átomo de ese elemento, y determina su identidad. El número de masa es la suma del número de protones y de neutrones presentes en el núcleo.
6. Los isótopos son átomos de un mismo elemento, con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.
7. Las fórmulas químicas combinan los símbolos de los elementos que las forman, con números enteros como subíndices para indicar el tipo y número de átomos contenidos en la unidad más pequeña de un compuesto.
8. La fórmula molecular indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.
9. Los compuestos químicos pueden ser compuestos moleculares (en los que la unidad más pequeña son moléculas individuales discretas), o bien compuestos iónicos, constituidos por cationes y aniones.
10. Los nombres de muchos compuestos inorgánicos se deducen a partir de algunas reglas sencillas. Las fórmulas se pueden escribir a partir de los nombres de los compuestos.
11. Los compuestos orgánicos contienen carbono y elementos como hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Los hidrocarburos son el tipo más sencillo de compuestos orgánicos.

Términos básicos

Ácido, p. 62
Alótropo, p. 52
Anión, p. 51
Átomo, p. 40
Base, p. 64
Catión, p. 51
Compuesto binario, p. 56
Compuesto iónico, p. 51
Compuesto orgánico, p. 56
Compuesto ternario, p. 57
Compuestos inorgánicos, p. 56
Electrón, p. 41
Familias, p. 48
Fórmula empírica, p. 53
Fórmula estructural, p. 53
Fórmula molecular, p. 52
Fórmula química, p. 52
Gases nobles, p. 50
Grupos, p. 48
Halógenos, p. 50
Hidrato, p. 64
Ion, p. 50
Ion monoatómico, p. 51
Ion poliatómico, p. 51
Isótopo, p. 46
Ley de la conservación de la masa, p. 40
Ley de las proporciones definidas, p. 40
Ley de las proporciones múltiples, p. 40
Metal, p. 48
Metales alcalinos, p. 50
Metales alcalinotérreos, p. 50
Metaloide, p. 48
Molécula, p. 50
Molécula diatómica, p. 50
Molécula poliatómica, p. 50
Neutrón, p. 45
No metal, p. 48
Núcleo, p. 44
Número atómico (Z), p. 46
Número de masa (A), p. 46
Oxiácido, p. 62
Oxianión, p. 63
Partículas alfa (α), p. 43
Partículas beta (β), p. 43
Periodos, p. 48
Protón, p. 44
Radiación, p. 41
Radiactividad, p. 43
Rayos alfa (α), p. 43
Rayos beta (β), p. 43
Rayos gamma (γ), p. 43
Tabla periódica, p. 48

Preguntas y problemas

Estructura del átomo

Preguntas de repaso

2.1 Defina los siguientes términos: *a*) partícula α, *b*) partícula β, *c*) rayo γ, *d*) rayos X.

2.2 Nombre los tipos de radiación que se conocen, que emiten los elementos radiactivos.

2.3 Compare las propiedades de las siguientes partículas: partículas α, rayos catódicos, protones, neutrones y electrones.

2.4 ¿Cuál es el significado del término "partícula elemental"?

2.5 Describa la contribución de cada uno de los siguientes científicos al conocimiento actual de la estructura atómica: J. J. Thomson, R. A. Millikan, Ernest Rutherford y James Chadwick.

2.6 Describa el experimento en el que se basó la idea de que el núcleo ocupa una fracción muy pequeña del volumen total del átomo.

Problemas

2.7 El diámetro de un átomo de helio es alrededor de 1×10^2 pm. Suponga que se pudieran alinear los átomos de helio de forma que tuvieran contacto unos con otros. Aproximadamente, ¿cuántos átomos se necesitarían para cubrir una distancia de 1 cm?

2.8 En términos generales, el radio de un átomo es aproximadamente 10 000 veces mayor que su núcleo. Si un átomo pudiera amplificarse de manera que el radio de su núcleo midiera 2.0 cm, casi el tamaño de una canica, ¿cuál sería el radio del átomo en millas? (1 mi = 1 609 m).

Número atómico, número de masa e isótopos

Preguntas de repaso

2.9 Con el isótopo de helio-4 defina número atómico y número de masa. ¿Por qué el conocimiento del número atómico permite deducir el número de electrones presentes en un átomo?

2.10 ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferentes números de masa?

2.11 ¿Cómo se llaman los átomos del mismo elemento pero con diferentes números de masa?

2.12 Explique el significado de cada uno de los términos en el símbolo ${}^{A}_{Z}X$.

Problemas

2.13 ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?

2.14 Calcule el número de neutrones de ${}^{239}Pu$.

2.15 Para cada una de las siguientes especies, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:

$${}^{3}_{2}He,\ {}^{4}_{2}He,\ {}^{24}_{12}Mg,\ {}^{25}_{12}Mg,\ {}^{48}_{22}Ti,\ {}^{79}_{35}Br,\ {}^{195}_{78}Pt$$

2.16 Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies:

$${}^{15}_{7}N,\ {}^{33}_{16}S,\ {}^{63}_{29}Cu,\ {}^{84}_{38}Sr,\ {}^{130}_{56}Ba,\ {}^{186}_{74}W,\ {}^{202}_{80}Hg$$

2.17 Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: *a*) $Z = 11$, $A = 23$; *b*) $Z = 28$, $A = 64$.

2.18 Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: *a*) $Z = 74$, $A = 186$; *b*) $Z = 80$, $A = 201$.

La tabla periódica

Preguntas de repaso

2.19 ¿Qué es la tabla periódica y cuál es su importancia en el estudio de la química?

2.20 Mencione dos diferencias entre un metal y un no metal.

2.21 Escriba los nombres y símbolos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: *a*) no metal, *b*) metal y *c*) metaloide.

2.22 Defina con dos ejemplos los siguientes términos: *a*) metales alcalinos, *b*) metales alcalinotérreos, *c*) halógenos, *d*) gases nobles.

Problemas

2.23 Los elementos cuyos nombres tienen la terminación -io, generalmente son metales; por ejemplo, el sodio. Identifique un no metal cuyo nombre también termine con -io.

2.24 Describa los cambios en las propiedades (de metales a no metales, o bien de no metales a metales) según se analiza: *a*) un grupo periódico hacia abajo y *b*) a lo largo de la tabla periódica (horizontalmente).

2.25 Con la ayuda de un manual de propiedades químicas y físicas (pregunte a su profesor por un manual) encuentre: *a*) dos metales menos densos que el agua, *b*) dos metales más densos que el mercurio, *c*) el elemento sólido metálico más denso que se conoce, *d*) el elemento sólido no metálico, conocido, con mayor densidad.

2.26 Agrupe los siguientes elementos por pares, según sus propiedades químicas semejantes: K, F, P, Na, Cl y N.

Moléculas y iones

Preguntas de repaso

2.27 ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?

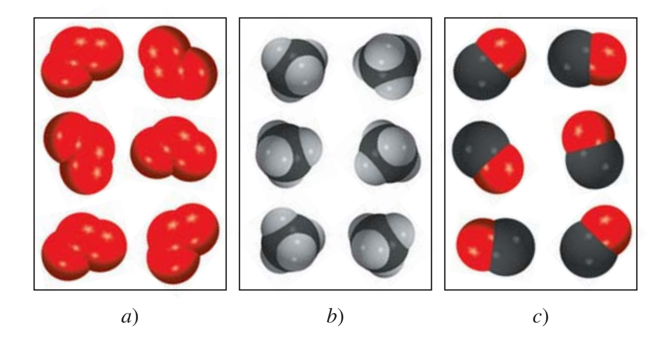
2.28 ¿Qué son alótropos? Dé un ejemplo. ¿Cuál es la diferencia entre alótropos e isótopos?

2.29 Describa los dos tipos de modelos moleculares de empleo común.

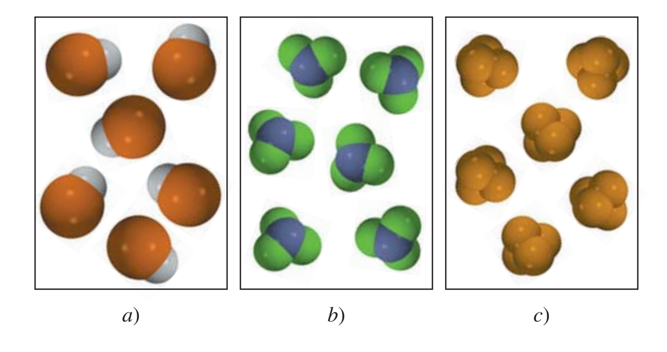
2.30 Proporcione un ejemplo para: *a*) un catión monoatómico, *b*) un anión monoatómico, *c*) un catión poliatómico, *d*) un anión poliatómico.

Problemas

2.31 ¿Cuál de los siguientes diagramas representa moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas, moléculas que no son compuestos, moléculas que son compuestos, o una forma elemental de la sustancia?



2.32 ¿Cuál de los siguientes diagramas representa moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas, moléculas que no son compuestos, moléculas que son compuestos, o una forma elemental de la sustancia?



2.33 Identifique como elementos o compuestos: NH_3, N_2, S_8, NO, CO, CO_2, H_2, SO_2.

2.34 Dé dos ejemplos para cada uno de los siguientes incisos: *a*) una molécula diatómica que contenga átomos del mismo elemento, *b*) una molécula diatómica que contenga átomos de diferentes elementos, *c*) una molécula poliatómica que contenga átomos del mismo elemento, *d*) una molécula poliatómica que contenga átomos de diferentes elementos.

2.35 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}, Fe^{2+}, I^-, F^-, S^{2-}, O^{2-} y N^{3-}.

2.36 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: K^+, Mg^{2+}, Fe^{3+}, Br^-, Mn^{2+}, C^{4-}, Cu^{2+}.

Fórmulas químicas

Preguntas de repaso

2.37 ¿Qué representa una fórmula química? ¿Cuál es la proporción de los átomos en las siguientes fórmulas moleculares? *a*) NO, *b*) NCl_3, *c*) N_2O_4, *d*) P_4O_6.

2.38 Defina fórmula molecular y fórmula empírica. ¿Cuáles son las semejanzas y diferencias entre las fórmulas empírica y molecular de un compuesto?

2.39 Proporcione un ejemplo de un caso en el cual dos moléculas tengan diferente fórmula molecular pero igual fórmula empírica.

2.40 ¿Qué significa P_4? ¿Cuál es la diferencia con 4P?

2.41 ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?

2.42 Explique por qué las fórmulas químicas de los compuestos iónicos por lo general son iguales que sus fórmulas empíricas.

Problemas

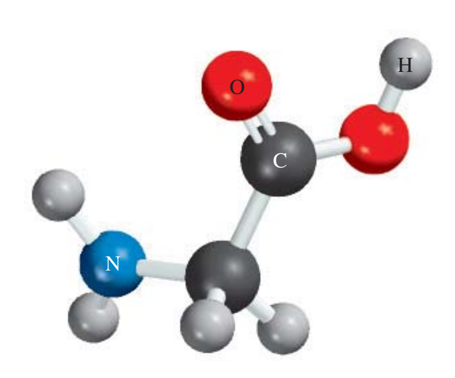
2.43 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) óxido de sodio, *b*) sulfuro de hierro (que contenga el ion Fe^{2+}), *c*) sulfato de cobalto (que contenga los iones Co^{3+} y SO_4^{2-}) y fluoruro de bario. (*Sugerencia:* Vea la figura 2.11.)

2.44 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) bromuro de cobre (que contenga el ion Cu^+), *b*) óxido de manganeso (que contenga el ion Mn^{3+}), *c*) yoduro de mercurio (que contenga el ion Hg_2^{2+}) y *d*) fosfato de magnesio (que contenga el ion PO_4^{3-}). (*Sugerencia:* Vea la figura 2.11).

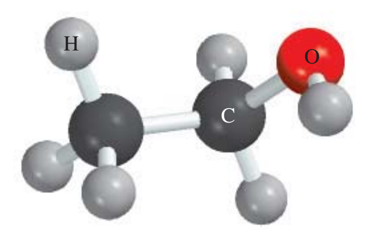
2.45 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a*) C_2N_2, *b*) C_6H_6, *c*) C_9H_{20}, *d*) P_4O_{10}, *e*) B_2H_6.

2.46 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a*) Al_2Br_6, *b*) $Na_2S_2O_4$, *c*) N_2O_5, *d*) $K_2Cr_2O_7$.

2.47 Indique la fórmula molecular de la glicina, un aminoácido presente en las proteínas. El código de los colores es: negro (carbono), azul (nitrógeno), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



2.48 Indique la fórmula molecular del etanol. El código de los colores es: negro (carbono), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



2.49 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? $SiCl_4$, LiF, $BaCl_2$, B_2H_6, KCl, C_2H_4.

2.50 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? CH_4, NaBr, BaF_2, CCl_4, ICl, CsCl, NF_3.

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Preguntas de repaso

2.51 ¿Cuál es la diferencia entre compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos?

2.52 ¿Cuáles son las cuatro principales categorías de los compuestos inorgánicos?

2.53 Dé un ejemplo de un compuesto binario y un ejemplo de un compuesto ternario.

2.54 ¿Cuál es el sistema de Stock? ¿Qué ventajas tiene sobre el sistema antiguo para nombrar los cationes?

2.55 Explique por qué la fórmula HCl puede representar dos diferentes sistemas químicos.

2.56 Defina los siguientes términos: ácidos, bases, oxiácidos, oxianiones e hidratos.

Problemas

2.57 Nombre los siguientes compuestos: *a*) Na_2CrO_4, *b*) K_2HPO_4, *c*) HBr (gaseoso), *d*) HBr (acuoso), *e*) Li_2CO_3, *f*) $K_2Cr_2O_7$, *g*) NH_4NO_2, *h*) PF_3, *i*) PF_5, *j*) P_4O_6, *k*) CdI_2, *l*) $SrSO_4$, *m*) $Al(OH)_3$, *n*) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

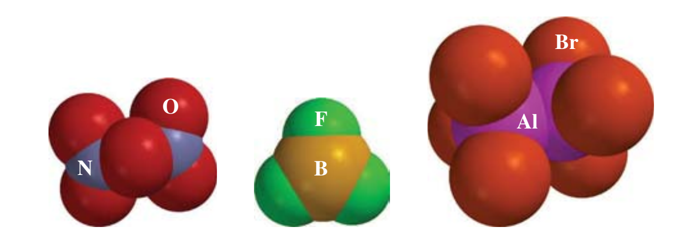
2.58 Nombre los siguientes compuestos: *a*) KClO, *b*) Ag_2CO_3, *c*) $FeCl_2$, *d*) $KMnO_4$, *e*) $CsClO_3$, *f*) HIO, *g*) FeO, *h*) Fe_2O_3, *i*) $TiCl_4$, *j*) NaH, *k*) Li_3N, *l*) Na_2O, *m*) Na_2O_2, *n*) $FeCl_3 \cdot 6H_2O$.

2.59 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a*) nitrito de rubidio, *b*) sulfuro de potasio, *c*) hidrógeno sulfuro de sodio, *d*) fosfato de magnesio, *e*) hidrógeno fosfato de calcio, *f*) dihidrógeno fosfato de potasio, *g*) heptafluoruro de yodo, *h*) sulfato de amonio, *i*) perclorato de plata, *j*) tricloruro de boro.

2.60 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a*) cianuro de cobre(I), *b*) clorito de estroncio, *c*) ácido perbrómico, *d*) ácido yodhídrico, *e*) fosfato de disodio y amonio, *f*) carbonato de plomo(II), *g*) fluoruro de estaño(II), *h*) decasulfuro de tetrafósforo, *i*) óxido de mercurio(II), *j*) yoduro de mercurio(I), *k*) hexafluoruro de selenio.

2.61 El azufre (S) y el flúor (F) forman varios compuestos diferentes. Uno de ellos, el SF_6, contiene 3.55 g de F por cada gramo de S. Use la ley de proporciones múltiples para determinar *n*, que representa el número de átomos de F en SF_n, dado que contiene 2.37 g de F por cada gramo de S.

2.62 Nombre los siguientes compuestos:



2.63 Paree las siguientes especies que contengan el mismo número de electrones: Ar, Sn^{4+}, F^-, Fe^{3+}, P^{3-}, V, Ag^+, N^{3-}.

2.64 Escriba los símbolos correctos para los átomos que contienen: *a*) 25 protones, 25 electrones y 27 neutrones; *b*) 10 protones, 10 electrones y 12 neutrones; *c*) 47 protones, 47 electrones y 60 neutrones; *d*) 53 protones, 53 electrones y 74 neutrones; *e*) 94 protones, 94 electrones y 145 neutrones.

Problemas adicionales

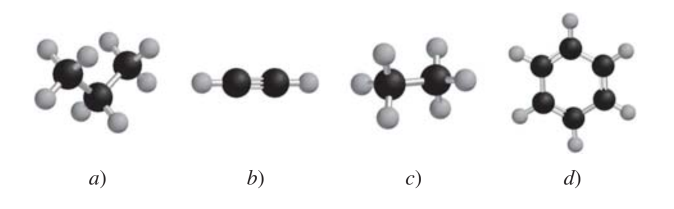
2.65 Se encontró que una muestra de un compuesto de uranio pierde masa en forma gradual. Explique qué le está sucediendo a dicha muestra.

2.66 ¿En cuál de los siguientes pares son más parecidas las dos especies en cuanto a propiedades químicas? Explique. *a*) ${}^{1}_{1}H$ y ${}^{1}_{1}H^+$, *b*) ${}^{14}_{7}N$ y ${}^{14}_{7}N^{3-}$, *c*) ${}^{12}_{6}C$ y ${}^{13}_{6}C$.

2.67 Un isótopo de un elemento metálico tiene un número de masa de 65 y tiene 35 neutrones en su núcleo. El catión derivado de dicho isótopo tiene 28 electrones. Escriba el símbolo de este catión.

2.68 Un isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa de 127 y tiene 74 neutrones en su núcleo. El anión derivado de dicho isótopo tiene 54 electrones. Escriba el símbolo de este anión.

2.69 Determine las fórmulas moleculares y empíricas de los compuestos siguientes. (Las esferas negras son carbonos y las grises hidrógeno.)



a) *b*) *c*) *d*)

2.70 ¿Qué resulta erróneo o ambiguo en el enunciado "cuatro moléculas de NaCl"?

2.71 Se conocen los siguientes sulfuros de fósforo: P_4S_3, P_4S_7 y P_4S_{10}. ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?

2.72 ¿Cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas, y cuáles son compuestos y moléculas? *a*) SO_2, *b*) S_8, *c*) Cs, *d*) N_2O_5, *e*) O, *f*) O_2, *g*) O_3, *h*) CH_4, *i*) KBr, *j*) S, *k*) P_4, *l*) LiF.

2.73 En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones de los átomos o iones de algunos elementos. Conteste lo siguiente: *a*) ¿Cuáles de las especies son neutras? *b*) ¿Cuáles están cargadas negativamente? *c*) ¿Cuáles tienen carga positiva? *d*) ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomo o ion del elemento	**A**	**B**	**C**	**D**	**E**	**F**	**G**
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

2.74 Identifique los elementos representados por los siguientes símbolos y dé el número de protones y neutrones en cada caso: *a*) $^{20}_{10}X$, *b*) $^{63}_{29}X$, *c*) $^{107}_{47}X$, *d*) $^{182}_{74}X$, *e*) $^{203}_{84}X$, *f*) $^{234}_{94}X$.

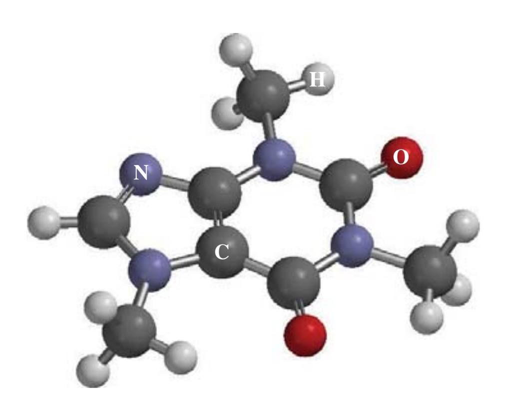
2.75 Cada uno de los siguientes pares de elementos reaccionarán para formar un compuesto iónico. Escriba las fórmulas y nombre estos compuestos: *a*) bario y oxígeno, *b*) calcio y fósforo, *c*) aluminio y azufre, *d*) litio y nitrógeno.

2.76 Paree las descripciones [*a*)-*h*)] con cada uno de los siguientes elementos: P, Cu, Kr, Sb, Cs, Al, Sr, Cl. *a*) un metal de transición, *b*) un no metal que forma un ion −3, *c*) un gas noble, *d*) un metal alcalino, *e*) un metal que forma un ion +3, *f*) un metaloide, *g*) un elemento que existe como una molécula diatómica de gas, *h*) un metal alcalinotérreo.

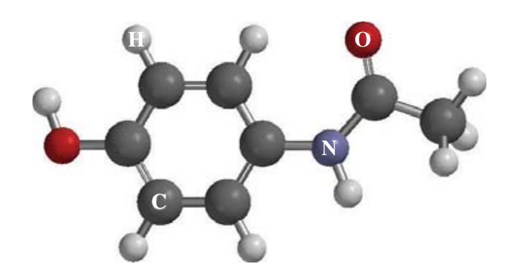
2.77 Explique por qué los aniones son siempre más grandes que los átomos de donde se derivan, mientras que los cationes son siempre más pequeños que los átomos de los cuales se derivan. (*Sugerencia:* Considere la atracción electrostática entre protones y electrones.)

2.78 *a*) Describa el experimento de Rutherford y cómo se desprendió de él la estructura del átomo. ¿Cómo pudo estimar el número de protones en un núcleo a partir de la dispersión de las partículas α? *b*) Considere el átomo ^{23}Na. Dado que el radio y la masa del núcleo son 3.04×10^{-15} m y 3.82×10^{-23} g, respectivamente, calcule la densidad del núcleo en g/cm^3. El radio de un átomo ^{23}Na es de 186 pm. Calcule la densidad del espacio ocupado por los electrones en el átomo de sodio. ¿Sus resultados apoyan el modelo atómico de Rutherford? [El volumen de una esfera de radio *r* es $(4/3)\pi r^3$.]

2.79 La cafeína, que aquí se muestra, es una droga estimulante psicoactiva. Escriba la fórmula molecular y la fórmula empírica del compuesto.



2.80 El acetaminofén, que se muestra aquí, es el ingrediente activo del Tylenol. Escriba la fórmula molecular y la fórmula empírica del compuesto.



2.81 ¿Qué está equivocado en la fórmula química para cada uno de los siguientes compuestos: *a*) yodato de magnesio [$Mg(IO_4)_2$], *b*) ácido fosfórico (H_3PO_3), *c*) sulfuro de bario (BaS), *d*) bicarbonato de amonio (NH_3HCO_3)?

2.82 ¿Qué está equivocado en los nombres (entre paréntesis) para cada uno de los siguientes compuestos: *a*) $SnCl_4$ (cloruro de estaño), *b*) Cu_2O [óxido de cobre(II)], *c*) $Co(NO_3)_2$ (nitrato de cobalto), *d*) $Na_2Cr_2O_7$ (cromato de sodio)?

2.83 Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo		$^{54}_{26}Fe^{2+}$			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	117	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			−3		0

2.84 *a*) ¿Cuáles elementos forman más fácilmente compuestos iónicos? *b*) ¿Cuáles elementos metálicos es más probable que formen cationes con diferentes cargas?

2.85 Escriba la fórmula del ion más común que se deriva de cada una de las siguientes especies: *a*) Li, *b*) S, *c*) I, *d*) N, *e*) Al, *f*) Cs, *g*) Mg.

2.86 ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona mayor información del átomo: ^{23}Na u $_{11}Na$? Explique.

2.87 Escriba las fórmulas químicas y los nombres de los ácidos y oxiácidos binarios que forman los elementos del grupo 7A. Haga lo mismo para los elementos de los grupos 3A, 4A, 5A y 6A.

2.88 De los 117 elementos que se conocen sólo dos son líquidos a temperatura ambiente (25°C). ¿Cuáles son? (*Sugerencia:* Uno de ellos es un metal muy conocido y el otro es un elemento del grupo 7A.)

2.89 Considere los gases nobles (los elementos del grupo 8A): ${}^{4}_{2}He$, ${}^{20}_{10}Ne$, ${}^{40}_{18}Ar$, ${}^{84}_{36}Kr$ y ${}^{132}_{54}Xe$, *a*) determine el número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo, y *b*) determine la proporción entre neutrones y protones en el núcleo de cada átomo. Describa si se observa alguna tendencia general en relación con los cambios en esta proporción según aumenta el número atómico.

2.90 Elabore una lista de los elementos que existen como gases a temperatura ambiente. (*Sugerencia:* La mayoría de estos elementos se localizan en los grupos 5A, 6A, 7A y 8A.)

2.91 Los metales del grupo 1B: Cu, Ag y Au, reciben el nombre de metales de acuñar. ¿Cuáles de sus propiedades químicas explican su elección para la acuñación de monedas y para la fabricación de joyas?

2.92 Los elementos del grupo 8A de la tabla periódica reciben el nombre de gases nobles. Sugiera un significado para la palabra "noble" al referirse a estos gases.

2.93 La fórmula del óxido de calcio es CaO. ¿Cuáles son las fórmulas del óxido de magnesio y del óxido de estroncio?

2.94 Un mineral común del bario es la barita, o sulfato de bario ($BaSO_4$). Debido a que los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas semejantes se esperaría encontrar algo de sulfato de radio ($RaSO_4$) mezclado con la barita, ya que el radio es el último elemento del grupo 2A. Sin embargo, la única fuente de compuestos de radio en la naturaleza se encuentra en los minerales de uranio. ¿Por qué?

2.95 Elabore una lista con cinco elementos para cada uno de los siguientes casos: *a*) sus nombres se derivan de nombres de lugares, *b*) sus nombres se derivan de nombres de personas, *c*) sus nombres se derivan de los colores. (*Sugerencia:* Vea el apéndice 1.)

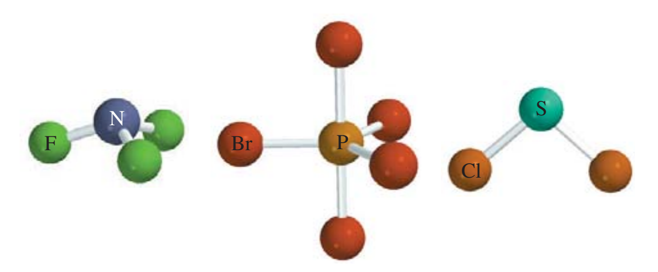
2.96 Un isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa 77 y 43 neutrones en el núcleo. El anión derivado del isótopo tiene 36 electrones. Escriba el símbolo para este anión.

2.97 El flúor reacciona con hidrógeno (H) y con deuterio (D) para formar fluoruro de hidrógeno (HF) y fluoruro de deuterio (DF), en donde el deuterio (${}^{2}_{1}H$) es un isótopo del hidrógeno. ¿Determinada cantidad de flúor reaccionaría con diferentes masas de los dos isótopos del hidrógeno? ¿Esto representa una violación a la ley de las proporciones definidas? Explique.

2.98 Prediga la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre los siguientes elementos: *a*) Na e H, *b*) B y O, *c*) Na y S, *d*) Al y F, *e*) F y O, *f*) Sr y Cl.

2.99 Identifique cada uno de los siguientes elementos: *a*) un halógeno cuyo anión contiene 36 electrones, *b*) un gas noble radiactivo que contiene 86 protones, *c*) un elemento del grupo 6A cuyo anión contiene 36 electrones, *d*) un catión de un metal alcalino que contiene 36 electrones, *e*) un catión del grupo 4A que contiene 80 electrones.

2.100 Escriba las fórmulas moleculares y los nombres de los siguientes compuestos:



2.101 Muestre la ubicación de: *a*) los metales alcalinos, *b*) metales alcalinotérreos, *c*) halógenos y *d*) gases nobles en el siguiente esquema de la tabla periódica. También dibuje las líneas divisorias entre metales y metaloides, y entre metaloides y no metales.

1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8A

2.102 Llene los espacios en blanco de la siguiente tabla.

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
			Bicarbonato de magnesio
		$SrCl_2$	
Fe^{3+}	NO_2^-		
			Clorato de manganeso(II)
		$SnBr_4$	
Co^{2+}	PO_4^{3-}		
Hg_2^{2+}	I^-		
		Cu_2CO_3	
			Nitruro de litio
Al^{3+}	S^{2-}		

2.103 Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. Dé las fórmulas químicas de las siguientes sustancias: *a*) hielo seco, *b*) sal de mesa, *c*) gas hilarante, *d*) mármol (greda, piedra caliza), *e*) cal viva, *f*) cal apagada, *g*) polvo para hornear, *h*) sosa para lavar, *i*) yeso, *j*) leche de magnesia.

2.104 En la página 40 se señaló que la masa y la energía son aspectos alternos de una sola entidad denominada

masa-energía. La relación entre estas dos cantidades físicas está representada por la famosa ecuación de Einstein, $E = mc^2$, donde E es energía, m es masa y c es la velocidad de la luz. En un experimento de combustión, se encontró que 12.096 g de moléculas de hidrógeno combinadas con 96.000 g de moléculas de oxígeno forman agua y liberan 1.715×10^3 kJ de calor. Calcule el cambio de masa correspondiente en este proceso e indique si la ley de la conservación de la masa se aplica para procesos químicos ordinarios. (*Sugerencia:* La ecuación de Einstein se puede utilizar para calcular el cambio en la masa como resultado del cambio en la energía. 1 J = 1 kg m^2/s^2 y $c = 3.00 \times 10^8$ m/s.)

2.105 Dibuje todas las fórmulas estructurales posibles para los siguientes hidrocarburos: CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10} y C_5H_{12}.

2.106 *a*) Suponiendo que los núcleos son esféricos, muestre que su radio r es proporcional a la raíz cúbica del número de masa (A). *b*) En general, el radio de un núcleo está dado por $r = r_0A^{1/3}$, donde r_0 es una constante de proporcionalidad dada por 1.2×10^{-15} m. Calcule el volumen del núcleo $^7_3$Li. *c*) Si el radio de un átomo de Li es de 152 pm, calcule la fracción del volumen atómico que ocupa el núcleo. ¿Su resultado apoya el modelo atómico de Rutherford?

2.107 Dibuje dos fórmulas estructurales diferentes con base en la fórmula molecular C_2H_6O. ¿Se puede obtener más de un compuesto con la misma fórmula molecular basada en la teoría atómica de Dalton?

2.108 El etano y el acetileno son dos hidrocarburos gaseosos. Los análisis químicos señalan que en una muestra de etano, 2.65 g de carbono se combinan con 0.665 g de hidrógeno, y en una muestra de acetileno, 4.56 g de carbono se combinan con 0.383 g de hidrógeno. *a*) ¿Estos resultados están de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples? *b*) Escriba fórmulas moleculares lógicas para dichos compuestos.

2.109 Un cubo de platino (Pt) tiene un borde con una longitud de 1.0 cm. *a*) Calcule el número de átomos de Pt en el cubo. *b*) Los átomos tienen forma esférica. Por lo tanto, los átomos de Pt en el cubo no podrán llenar todo el espacio disponible. Si sólo 74% del espacio al interior del cubo está ocupado por átomos de Pt, calcule el radio en picómetros de un átomo de Pt. La densidad del Pt es de 21.45 g/cm^3 y la masa de un solo átomo de Pt es de 3.240×10^{-22} g. [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$.]

2.110 Un ion monoatómico tiene una carga de +2. El núcleo del átomo del que se deriva tiene un número de masa de 55. Si el número de neutrones en el núcleo es 1.2 veces el número de protones, ¿cuál será el nombre y símbolo del elemento?

2.111 En el siguiente crucigrama 2×2, cada letra debe ser correcta en cuatro formas: en el recuadro mismo, horizontal, vertical y diagonal. Cuando se solucione el problema, los cuatro espacios inferiores contendrán los símbolos superpuestos de 10 elementos. Utilice letras mayúsculas en cada recuadro. Sólo hay una solución correcta.*

1	2
3	4

Horizontal

1-2: Símbolo de dos letras de un metal utilizado en tiempos antiguos

3-4: Símbolo de dos letras de un metal que entra en combustión con el aire y se encuentra en el grupo 5A

Vertical

1-3: Símbolo de dos letras para un metaloide

2-4: Símbolo de dos letras para un metal del que se componen las monedas estadounidenses

Recuadros individuales

1: Un no metal colorido

2: Un no metal gaseoso incoloro

3: Un elemento que colorea de verde los fuegos artificiales

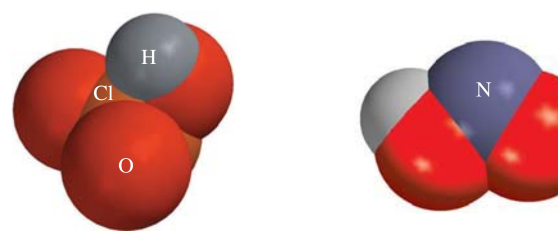
4: Un elemento que tiene usos medicinales

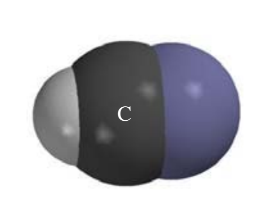
Diagonal

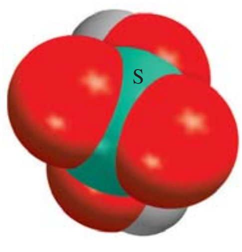
1-4: Símbolo de dos letras de un elemento que se utiliza en la electrónica

2-3: Símbolo de dos letras para un metal utilizado con el Zr en la fabricación de alambres para imanes de superconducción

2.112 Dé el nombre de los siguientes ácidos:







* Reproducido con la autorización de S. J. Cyvin de University of Trondheim (Noruega). Este crucigrama apareció en *Chemical & Engineering News*, el 14 de diciembre de 1987 (p. 86) y en *Chem Matters*, octubre de 1988.

2.113 Calcule la densidad del núcleo de un átomo de $^{56}_{26}Fe$, dado que la masa nuclear es 9.229×10^{-23} g. A partir de su resultado, comente sobre el hecho de que cualquier núcleo que contenga más de un protón debe también tener presentes neutrones. (*Sugerencia:* Problema 2.106.)

2.114 El elemento X reacciona con el elemento Y para formar un compuesto iónico que contiene iones X^{4+} y Y^{2-}. Escriba una fórmula para el compuesto y sugiera en cuáles grupos periódicos es probable que se encuentren estos elementos. Nombre un compuesto representativo.

2.115 En la tabla 2.8 se muestran el metano, el etano y el propano. Demuestre que los siguientes datos son congruentes con la ley de proporciones múltiples:

	Masa de carbono en muestra de 1 g	Masa de hidrógeno en muestra de 1 g
Metano	0.749 g	0.251 g
Etano	0.799 g	0.201 g
Propano	0.817 g	0.183 g

Interpretación, modelación y estimación

2.116 En el experimento de dispersión de Rutherford, una partícula α se dirige directamente hacia un núcleo de oro. La partícula se detendrá cuando su energía cinética se convierta en energía potencial eléctrica. Cuando esto suceda, ¿qué tan cerca estará del núcleo la partícula α, con una energía cinética de 6.0×10^{-14}J? [De acuerdo con la ley de Coulomb, la energía potencial eléctrica entre dos partículas cargadas es $E = kQ_1Q_2/r$, donde Q_1 y Q_2 son las cargas (en coulombs) de la partícula α y el núcleo de oro, r es la distancia de separación en metros, y k es una constante igual a 9.0×10^9 kg · m^3/s^2 · C^2. El joule (J) es la unidad de energía, donde 1 J = 1 kg · m^2/s^2.]

2.117 Estime los tamaños relativos de las siguientes especies: Li, Li^+, Li^-.

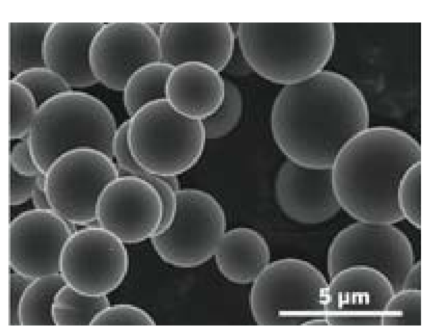
2.118 Compare el tamaño atómico de los dos isótopos siguientes del magnesio: ^{24}Mg y ^{26}Mg.

2.119 Usando luz visible, los humanos no podemos ver objeto alguno menor de 2×10^{-5} cm sin ayuda visual. ¿Aproximadamente cuántos átomos de plata se deben poner en fila para que los veamos?

2.120 Si el tamaño del núcleo de un átomo fuese del tamaño de un guisante, ¿a qué distancia del núcleo, en metros (en promedio), estarían los electrones?

2.121 El sodio y el potasio son aproximadamente iguales en cuanto a su abundancia natural en la corteza terrestre, y la mayoría de sus compuestos son solubles. Sin embargo, la composición del agua de mar es mucho más alta en sodio que en potasio. Explique.

2.122 Una técnica propuesta para reciclar bolsas de plástico del mercado es calentarlas a 700°C y alta presión para formar microesferas de carbono que se pueden usar en diversas aplicaciones. La microscopía electrónica muestra algunas microesferas representativas de carbono, que se obtuvieron de esta manera, en donde la escala está dada en la esquina inferior derecha de la figura. Determine el número de átomos de carbono en una microesfera de carbono típica.



Respuestas a los ejercicios de práctica

2.1 29 protones, 34 neutrones y 29 electrones. **2.2** $CHCl_3$. **2.3** C_5H_7N. **2.4** *a*) $Cr_2(SO_4)_3$, *b*) TiO_2. **2.5** *a*) Óxido de vanadio (V), *b*) sulfito de litio. **2.6** *a*) Rb_2SO_4, *b*) BaH_2. **2.7** *a*) Trifluoruro de nitrógeno, *b*) heptóxido de dicloro. **2.8** *a*) SF_4, *b*) N_2O_5. **2.9** *a*) Ácido hipobromoso, *b*) ion hidrógeno sulfato.

Capítulo 3

Relaciones de masa en las reacciones químicas



Los fuegos artificiales son reacciones químicas notables por los colores espectaculares más que por la energía o las sustancias útiles que producen.

Sumario

Avance del capítulo

- Iniciaremos este capítulo con el estudio de la masa de un átomo, la cual está basada en la escala del isótopo de carbono-12. A un átomo del isótopo de carbono-12 se le asigna una masa de exactamente 12 unidades de masa atómica (uma). A fin de trabajar con la escala de gramos más conveniente se utiliza la masa molar. La masa molar del carbono-12 tiene una masa de exactamente 12 gramos y contiene el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de átomos. Las masas molares de otros elementos también se expresan en gramos y contienen el mismo número de átomos. (3.1 y 3.2)
- El análisis de la masa atómica se relaciona con la masa molecular, la cual es la suma de las masas de los átomos presentes. Aprenderemos que la forma más directa de determinar la masa atómica y molecular es mediante el uso de un espectrómetro de masas. (3.3 y 3.4)
- Para continuar con el estudio de las moléculas y compuestos iónicos, aprenderemos a calcular la composición porcentual de estas especies a partir de sus fórmulas químicas. (3.5)
- Estudiaremos cómo se determinan la fórmula empírica y molecular de un compuesto mediante experimentación. (3.6)
- Después aprenderemos a escribir una ecuación química para describir el resultado de una reacción química. Una ecuación química se debe balancear de manera que tenga el mismo número y clase de átomos para los reactivos, las materias iniciales, y los productos, las sustancias formadas al final de la reacción. (3.7)
- Con base en el conocimiento adquirido de las ecuaciones químicas, continuaremos con el estudio de las relaciones de masa de las reacciones químicas. Una ecuación química permite el uso del método del mol para predecir la cantidad de producto(s) formado(s), una vez conocida la cantidad de reactivo(s) utilizado(s). Observaremos que el rendimiento de una reacción depende de la cantidad del reactivo limitante (el reactivo que se consume primero) presente. (3.8 y 3.9)
- Aprenderemos que el rendimiento real de una reacción es casi siempre menor que el pronosticado a partir de la ecuación, conocido como rendimiento teórico, debido a diversos factores. (3.10)

En este capítulo estudiaremos las masas de los átomos y de las moléculas y lo que les ocurre cuando se realizan cambios químicos. El análisis se basará en la ley de la conservación de la masa.

3.1 Masa atómica

Haremos uso de lo aprendido acerca de la estructura y las fórmulas químicas para estudiar las relaciones de masa de los átomos y las moléculas. Estas relaciones ayudarán a su vez a explicar la composición de los compuestos y la manera como se efectúan los cambios de composición.

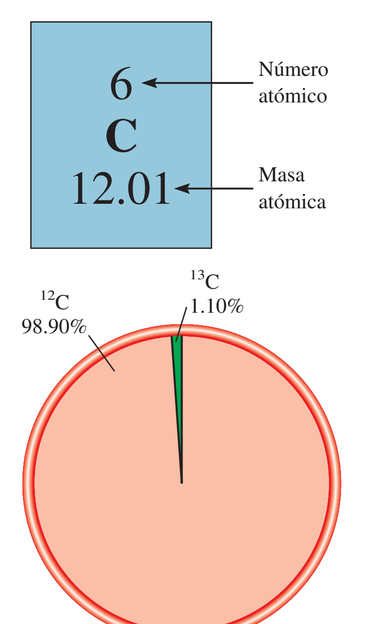
En la sección 3.4 se describe un método para determinar la masa atómica.

La masa atómica depende del número de electrones, protones y neutrones que contiene. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas, ¡incluso la partícula más pequeña de polvo que puede apreciarse a simple vista contiene 1×10^{16} átomos! Obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa *en relación con* la de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

La unidad de masa atómica también recibe el nombre de un dalton.

Por acuerdo internacional, la ***masa atómica*** (algunas veces conocida como *peso atómico*) es *la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma)*. Una ***unidad de masa atómica*** se define como *una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12*. El carbono-12 es el isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma, se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa del átomo de carbono-12. De modo que si la masa de un átomo de carbono-12 es exactamente de 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser de 0.08400 $\times$ 12 uma, es decir, 1.008 uma. Con cálculos semejantes se demuestra que la masa atómica del oxígeno es de 16.00 uma y que la del hierro es de 55.85 uma. Aunque no se conoce la masa promedio de un átomo de hierro, se sabe que es alrededor de 56 veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno.

Masa atómica promedio



Abundancias naturales de los isótopos ^{12}C y ^{13}C.

Cuando usted busca la masa atómica del carbono en una tabla periódica, como la que aparece en páginas finales de este libro, encontrará que su valor no es de 12.00 uma, sino de 12.01 uma. La razón de esta diferencia es que la mayor parte de los elementos de origen natural (incluido el carbono) tienen más de un isótopo. Esto significa que al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa *promedio* de la mezcla natural de los isótopos. Por ejemplo, la abundancia natural del carbono-12 y del carbono-13 es de 98.90 y 1.10%, respectivamente. Se ha determinado que la masa atómica del carbono-13 es de 13.00335 uma. Así, la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\begin{aligned}\text{masa atómica promedio}&\\ \text{del carbono natural} &= (0.9890)(12\text{ uma}) + (0.0110)(13.00335\text{ uma})\\ &= 12.01\text{ uma}\end{aligned}$$

Observe que en cálculos que incluyen porcentajes es necesario convertir los porcentajes a fracciones. Por ejemplo, 98.90% se transforma en 98.90/100 o 0.9890. Debido a que en el carbono natural hay muchos más átomos de carbono-12 que de carbono-13, la masa atómica promedio se acerca más a 12 uma que a 13 uma.

Es importante entender que cuando se dice que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma, se hace referencia a un valor *promedio*. Si los átomos de carbono se pudieran examinar en forma individual, se encontrarían átomos con masa atómica de exactamente 12 uma o bien de 13.00335 uma, pero ninguno de 12.01 uma. El siguiente ejemplo muestra la forma en que se calcula la masa atómica promedio de un elemento.

Ejemplo 3.1

El cobre, un metal conocido desde épocas remotas, se utiliza en cables eléctricos y en monedas, entre otras cosas. Las masas atómicas de sus dos isótopos estables, $^{63}_{29}Cu$ (69.09%) y $^{65}_{29}Cu$ (30.91%) son 62.93 uma y 64.9278 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cobre. Los porcentajes entre paréntesis indican sus abundancias relativas.

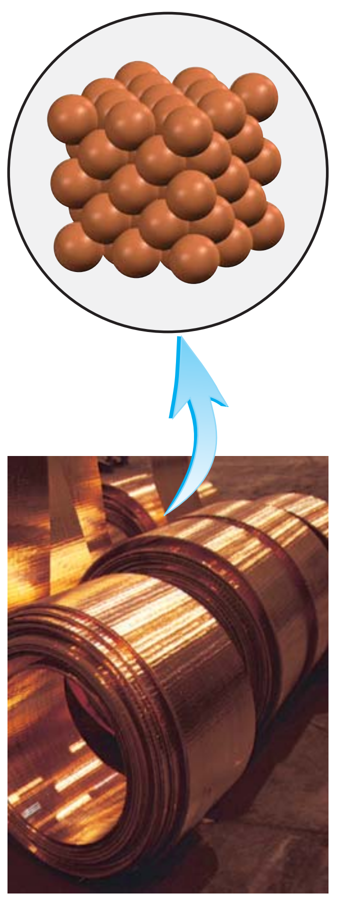
Estrategia Cada isótopo contribuye a la masa atómica del cobre de acuerdo con su abundancia natural. Si se multiplica la masa de un isótopo por su abundancia fraccional (no porcentual), se obtiene la contribución a la masa atómica promedio de ese isótopo en particular.

Solución El primer paso consiste en convertir los porcentajes en fracciones. Así, 69.09% se convierte en 69.09/100 o 0.6909 y 30.91% en 30.91/100 o 0.3091. Una vez que se ha encontrado la contribución de cada isótopo a la masa atómica promedio, se suman todas las contribuciones y se obtiene la masa atómica promedio:

$$(0.6909)(62.93 \text{ uma}) + (0.3091)(64.9278 \text{ uma}) = 63.55 \text{ uma}$$

Verificación La masa atómica promedio debe ubicarse entre dos masas isotópicas; por lo tanto, la respuesta es lógica. Obsérvese que debido a que hay más isótopos de $^{63}_{29}Cu$ que de $^{65}_{29}Cu$, la masa atómica promedio está más cercana a 62.93 uma que a 64.9278 uma.

Ejercicio de práctica Las masas atómicas de los dos isótopos estables de boro, $^{10}_{5}B$ (19.78%) y $^{11}_{5}B$ (80.22%), son 10.0129 uma y 11.0093 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del boro.



Cobre matálico y la estructura del cobre en estado sólido.

Problemas similares: 3.5, 3.6.

Las masas atómicas de muchos elementos se han determinado una aproximación de cinco o seis cifras significativas. Sin embargo, para los propósitos de este libro, utilizaremos masas atómicas a cuatro cifras significativas (vea la tabla de masas atómicas en las páginas finales de este libro). Con fines de simplicidad, omitiremos la palabra "promedio" cuando abordemos el tema de las masas atómicas de los elementos.

Revisión de conceptos

Hay dos isótopos estables del iridio: ^{191}Ir (190.96 uma) y ^{193}Ir (192.96 uma). Si usted escogiera al azar un átomo de iridio de una gran colección de átomos de iridio, ¿qué isótopo será más probable que seleccione?

3.2 Número de Avogadro y masa molar de un elemento

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos mediante unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a una gran cantidad de átomos. Esta idea no es nueva; por ejemplo, el par (2 objetos), la docena (12 objetos) y la gruesa (144 objetos) son unidades de uso común. Los químicos miden los átomos y las moléculas en moles.

El adjetivo que se forma a partir del sustantivo mol es "molar".

En el SI, el ***mol*** es *la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo de carbono-12.* El número real de átomos en 12 g de carbono-12

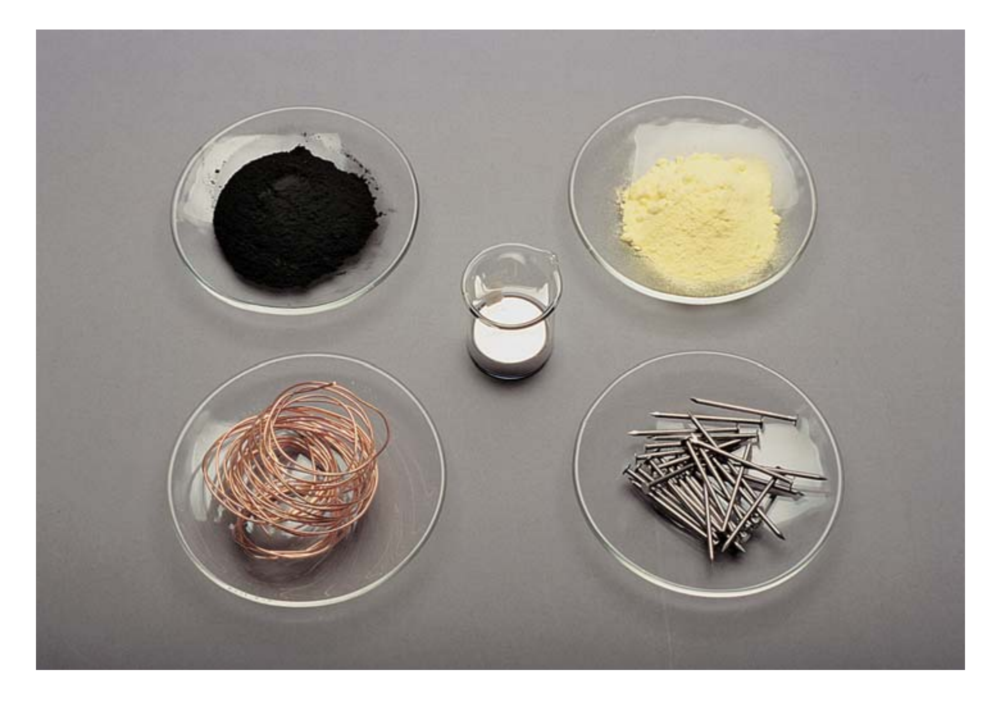


Figura 3.1 Un mol de varios elementos comunes. Carbono (polvo negro de carbón), azufre (polvo amarillo), hierro (clavos), alambre de cobre y mercurio (metal líquido brillante).

se determina experimentalmente. Este número se denomina ***número de Avogadro*** **(N_A)** en honor del científico italiano Amedeo Avogadro.[1] El valor comúnmente aceptado es

$$N_A = 6.0221415 \times 10^{23}$$

Por lo general, este número se redondea a 6.022×10^{23}. Así, igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} átomos de H. En la figura 3.1 se muestra 1 mol de varios elementos comunes.

La extensión del número de Avogadro es difícil de imaginar. Por ejemplo, si se distribuyeran 6.022×10^{23} naranjas sobre la superficie de la Tierra, ¡se produciría una capa de 9 millas (más de 14 kilómetros) hacia el espacio! Debido a que los átomos (y moléculas) son tan diminutos, es necesario un número inmenso para estudiarlos en cantidades manejables.

En los cálculos, las unidades de masa molar son g/mol o kg/mol.

Hemos visto que 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exactamente de 12 g y contiene 6.022×10^{23} átomos. Esta cantidad de carbono-12 es su ***masa molar*** ($\mathcal{M}$) y se define como *la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades* (como átomos o moléculas) *de una sustancia*. Observe que la masa molar del carbono-12 (en gramos) es numéricamente igual a su masa atómica expresada en uma. De igual forma, la masa atómica del sodio (Na) es de 22.99 uma y su masa molar es de 22.99 g; la masa atómica del fósforo es de 30.97 uma y su masa molar es de 30.97 g, y así sucesivamente. Si sabemos la masa atómica de un elemento, también conocemos su masa molar.

Las masas molares de los elementos se muestran en las páginas finales de este libro.

Una vez que sabemos la masa molar y el número de Avogadro, es posible calcular la masa, en gramos, de un solo átomo de carbono-12. Por ejemplo, sabemos que la masa molar del carbono-12 es de 12 g y que hay 6.022×10^{23} átomos de carbono-12 en 1 mol de sustancia; por lo tanto, la masa de un átomo de carbono-12 está dada por

$$\frac{12 \text{ g de átomos de carbono-12}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

[1] Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregua e di Cerreto (1776-1856). Físico y matemático italiano. Practicó la abogacía durante muchos años antes de que se interesara en la ciencia. Su trabajo más famoso, que ahora se conoce como la ley de Avogadro (vea el capítulo 5), fue largamente ignorado durante su vida, aunque en la última etapa del siglo XIX se convirtió en la base para determinar las masas atómicas.

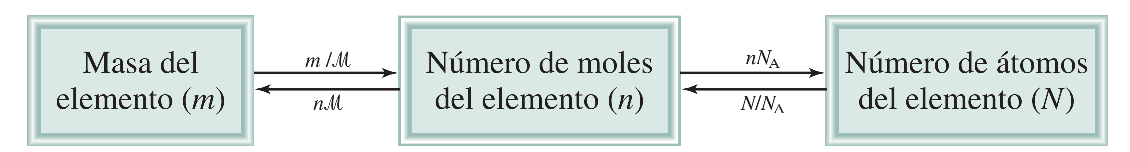


Figura 3.2 Relaciones entre la masa (*m* en gramos) de un elemento y el número de moles del elemento (*n*) y entre el número de moles de un elemento y el número de átomos (*N*) de un elemento. $\mathcal{M}$ es la masa molar (g/mol) del elemento y N_A es el número de Avogadro.

Podemos utilizar el resultado anterior para determinar la relación entre las unidades de masa atómica y los gramos. Debido a que la masa de todo átomo de carbono-12 es exactamente 12 uma, el número de unidades de masa atómica equivalente a 1 gramo es

$$\frac{\text{uma}}{\text{gramo}} = \frac{12\ \text{uma}}{1\ \cancel{\text{átomo de carbono-12}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{átomo de carbono-12}}}{1.993 \times 10^{-23}\ \text{g}}$$
$$= 6.022 \times 10^{23}\ \text{uma/g}$$

Por lo tanto,

$$1\ \text{g} = 6.022 \times 10^{23}\ \text{uma}$$

y

$$1\ \text{uma} = 1.661 \times 10^{-24}\ \text{g}$$

Este ejemplo demuestra que el número de Avogadro se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica a masa en gramos y viceversa.

Los conceptos de número de Avogadro y masa molar permiten efectuar conversiones entre masa y moles de átomos y entre moles y número de átomos (figura 3.2). En estos cálculos se emplearán los siguientes factores de conversión:

$$\frac{1\ \text{mol de X}}{\text{masa molar de X}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{mol de X}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{átomos X}}$$

donde X representa el símbolo del elemento. Mediante los factores de conversión adecuados podremos convertir una cantidad en otra, como lo señalan los ejemplos 3.2 a 3.4.

Después de alguna práctica, usted puede usar las ecuaciones en la figura 3.2 en los cálculos: $n = m/\mathcal{M}$ y $N = nN_A$.

Ejemplo 3.2

El helio (He) es un gas valioso utilizado en la industria, en investigaciones en las que se requiere baja temperatura, en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántos moles de átomos de He hay en 6.46 g de He?

Estrategia Tenemos la información de los gramos de helio y requerimos saber cuántos moles de helio hay. ¿Qué factor de conversión necesitamos para convertir los gramos en moles? Determine el factor de conversión apropiado de manera que cancele los gramos y pueda obtener los moles para su respuesta.

Solución El factor de conversión necesario para convertir gramos en moles es la masa molar. En la tabla periódica (vea las páginas finales de este libro) observamos que la masa molar del He es 4.003 g. Esto se puede expresar como

$$1\ \text{mol He} = 4.003\ \text{g He}$$

A partir de esta ecuación podemos derivar dos factores de conversión

$$\frac{1\ \text{mol He}}{4.003\ \text{g He}} \quad \text{y} \quad \frac{4.003\ \text{g He}}{1\ \text{mol He}}$$

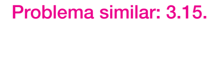
(*continúa*)

Globo de helio para investigación científica.

El factor de conversión a la izquierda es el correcto. Los gramos se cancelan y se obtiene mol como la respuesta, que es,

$$6.46\ \cancel{\text{g He}} \times \frac{1\ \text{mol He}}{4.003\ \cancel{\text{g He}}} = 1.61\ \text{mol He}$$

Por lo tanto, hay 1.61 moles de átomos de He en 6.46 g de He.



Problema similar: 3.15.

Verificación Debido a que la masa proporcionada (6.46 g) es mayor que la masa molar del He, se espera tener más de 1 mol de He.

Ejercicio de práctica ¿Cuántos moles de magnesio (Mg) hay en 87.3 g de Mg?



Zinc.

Ejemplo 3.3

El zinc (Zn) es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre) y para recubrir hierro con la finalidad de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos de Zn hay en 0.356 moles de Zn?

Estrategia Estamos buscando los gramos de zinc. ¿Qué factor de conversión necesitaremos para convertir moles en gramos? Determine el factor de conversión adecuado a fin de que los moles se cancelen y se obtengan los gramos como respuesta.

Solución El factor de conversión necesario para convertir moles en gramos es la masa molar. En la tabla periódica (vea las páginas finales de este libro) se indica que la masa molar del Zn es 65.39 g. Esto se puede expresar como

$$1\ \text{mol Zn} = 65.39\ \text{g Zn}$$

A partir de esta ecuación podemos derivar dos factores de conversión

$$\frac{1\ \text{mol Zn}}{65.39\ \text{g Zn}} \quad \text{y} \quad \frac{65.39\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}}$$

El factor de conversión a la derecha es el correcto. Los moles se cancelan y se dejará la unidad de gramos como respuesta. El número de gramos de Zn es

$$0.356\ \cancel{\text{mol Zn}} \times \frac{65.39\ \text{g Zn}}{1\ \cancel{\text{mol Zn}}} = 23.3\ \text{g Zn}$$

Por lo tanto, hay 23.3 g de Zn en 0.356 moles de zinc.

Problema similar: 3.16.

Verificación ¿Una masa de 23.3 g para 0.356 moles de Zn parece una respuesta lógica? ¿Cuál es la masa de un mol de Zn?

Ejercicio de práctica Calcule el número de gramos de plomo (Pb) en 12.4 moles de plomo.

Ejemplo 3.4

El azufre (S) es un elemento no metálico que está presente en el carbón. Cuando el carbón se quema, el azufre se convierte en dióxido de azufre y finalmente en ácido sulfúrico que da origen al fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16.3 g de S?

Estrategia El problema pide la cantidad de átomos de azufre. No podemos convertir directamente los gramos en átomos de azufre. ¿Qué unidad será necesario convertir en gramos de azufre para poder convertirla en átomos? ¿Qué representa el número de Avogadro?

Solución Necesitamos dos conversiones: primero de gramos a moles y después de moles a número de partículas (átomos). El primer paso es similar al ejemplo 3.2. Debido a que

$$1 \text{ mol de S} = 32.07 \text{ g de S}$$

el factor de conversión es

$$\frac{1 \text{ mol de S}}{32.07 \text{ g de S}}$$

El número de Avogadro es la clave para el segundo paso. Tenemos

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas (átomos)}$$

y los factores de conversión son

$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de S}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}$$

El factor de conversión a la izquierda es el adecuado debido a que tiene en el numerador el número de átomos de S. Este problema se puede resolver al calcular el número de moles que contienen 16.3 g de S, y después calcular el número de átomos de S a partir del número de moles de S:

$$\text{gramos de S} \longrightarrow \text{moles de S} \longrightarrow \text{número de átomos de S}$$

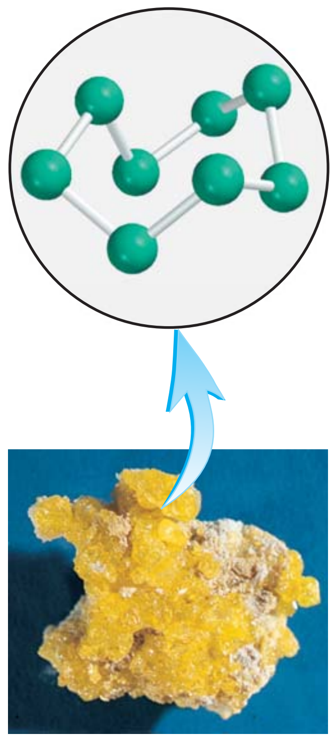
Podemos combinar estas conversiones en un paso, como sigue:

$$16.3 \text{ g de S} \times \frac{1 \text{ mol de S}}{32.07 \text{ g de S}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} = 3.06 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Por lo tanto, hay 3.06×10^{23} átomos de S en 16.3 g de S.

Verificación ¿Es lógico que 16.3 g de S contengan menos átomos que el número de Avogadro de átomos? ¿Qué masa de S contendría el número de Avogadro de átomos?

Ejercicio de práctica Calcule el número de átomos en 0.551 g de potasio (K).



El azufre elemental (S_8) está formado por ocho átomos de S unidos en un anillo.

Problemas similares: 3.20, 3.21.

Revisión de conceptos

Mediante la tabla periódica de las páginas finales de este libro y la figura 3.2, determine cuál opción de las siguientes contiene el mayor número de átomos: *a*) 7.68 g de He, *b*) 112 g de Fe y *c*) 389 g de Hg.

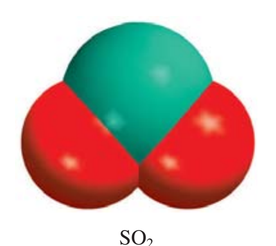
3.3 Masa molecular

Podemos calcular la masa de las moléculas si conocemos las masas atómicas de los átomos que las forman. La ***masa molecular*** (algunas veces denominada *peso molecular*) es *la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula*. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es

$$2(\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O}$$

o bien $$2(1.008 \text{ uma}) + 16.00 \text{ uma} = 18.02 \text{ uma}$$

En general, necesitamos multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los resultados. El ejemplo 3.5 muestra este método.



SO_2

Ejemplo 3.5

Calcule las masas moleculares (en uma) de los siguientes compuestos: *a*) dióxido de azufre (SO_2), un gas que es responsable de la lluvia ácida, y *b*) cafeína ($C_8H_{10}N_4O_2$), un estimulante presente en el té, el café y los refrescos de cola.

Estrategia ¿Cómo se combinan las masas atómicas de diferentes elementos para producir la masa molecular de un compuesto?

Solución Para calcular la masa molecular es necesario sumar todas las masas atómicas en la molécula. Se multiplica la masa atómica de cada elemento por el número de átomos presentes en la molécula. Su masa atómica se puede encontrar en la tabla periódica (en las páginas finales de este libro).

a) En el dióxido de azufre hay dos átomos de O y un átomo de S, por lo que

$$\text{masa molecular de } SO_2 = 32.07 \text{ uma} + 2(16.00 \text{ uma})$$
$$= 64.07 \text{ uma}$$

b) En la cafeína hay ocho átomos de C, diez átomos de H, cuatro átomos de N y dos átomos de O, por lo que la masa molecular de $C_8H_{10}N_4O_2$ se obtiene mediante

Problemas similares: 3.23, 3.24.

$$8(12.01 \text{ uma}) + 10(1.008 \text{ uma}) + 4(14.01 \text{ uma}) + 2(16.00 \text{ uma}) = 194.20 \text{ uma}$$

Ejercicio de práctica ¿Cuál es la masa molecular del metanol (CH_3OH)?

A partir de la masa molecular podemos determinar la masa molar de una molécula o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en uma). Por ejemplo, la masa molecular del agua es 18.02 uma, por lo que su masa molar es 18.02 g. Observe que 1 mol de agua pesa 18.02 g y contiene 6.022×10^{23} *moléculas* de H_2O, así como 1 mol de carbono contiene 6.022×10^{23} *átomos* de carbono.

Como demuestran los ejemplos 3.6 y 3.7, el conocimiento de la masa molar facilita el cálculo del número de moles y de las cantidades de átomos individuales en determinada cantidad de un compuesto.



CH_4



Metano gaseoso quemándose en una estufa doméstica.

Ejemplo 3.6

El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántos moles de CH_4 hay en 6.07 g de CH_4?

Estrategia Tenemos la información de los gramos de CH_4 y se pide que se encuentre el número de moles de CH_4. ¿Qué factor de conversión será necesario para convertir gramos en moles? Establezca el factor de conversión apropiado de manera que los gramos se cancelen y se obtenga el número de moles para su respuesta.

Solución El factor de conversión requerido para convertir entre gramos y moles es la masa molar. Primero calculamos la masa molar de CH_4, luego procedemos como en el ejemplo 3.5:

$$\text{masa molar de } CH_4 = 12.01 \text{ g} + 4(1.008 \text{ g})$$
$$= 16.04 \text{ g}$$

Debido a que

$$1 \text{ mol } CH_4 = 16.04 \text{ g } CH_4$$

el factor de conversión que necesitamos debe tener gramos en el denominador de manera que los gramos se cancelen y el mol se deje en el numerador:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{16.04 \text{ g } CH_4}$$

Ahora escribimos

$$6.07 \text{ g } CH_4 \times \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16.04 \text{ g } CH_4} = 0.378 \text{ mol } CH_4$$

Por lo tanto, hay 0.378 moles de CH_4 en 6.07 g de CH_4.

Verificación ¿Los 6.07 g de CH_4 serán menos que 1 mol de CH_4? ¿Cuál es la masa de 1 mol de CH_4?

Problema similar: 3.26.

Ejercicio de práctica Calcule el número de moles de cloroformo ($CHCl_3$) en 198 g de cloroformo.

Ejemplo 3.7

¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25.6 g de urea [$(NH_2)_2CO$] que se utiliza como fertilizante, como alimento para animales y en la elaboración de polímeros? La masa molar de la urea es 60.06 g.



Urea.

Estrategia Se pide que encontremos el número de átomos de hidrógeno en 25.6 g de urea. No es posible convertir directamente los gramos de urea en átomos de hidrógeno. ¿Cómo se debe usar la masa molar y el número de Avogadro en este cálculo? ¿Cuántos moles de H hay en 1 mol de urea?

Solución Para calcular el número de átomos de H, primero debemos convertir los gramos de urea a moles de urea mediante la masa molar de la urea. Esta parte es similar al ejemplo 3.2. La fórmula molecular de la urea muestra que hay cuatro moles de átomos de H en 1 mol de moléculas de urea, así que la razón molar es 4:1. Por último, si conocemos el número de moles de átomos de H, podemos calcular mediante el número de Avogadro el número de moles de este elemento. Necesitamos dos factores de conversión: la masa molar y el número de Avogadro. Podemos combinar las siguientes conversiones

$$\text{gramos de urea} \longrightarrow \text{moles de urea} \longrightarrow \text{moles de H} \longrightarrow \text{átomos de H}$$

en una ecuación,

$$25.6 \text{ g } (NH_2)_2CO \times \frac{1 \text{ mol } (NH_2)_2CO}{60.06 \text{ g } (NH_2)_2CO} \times \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } (NH_2)_2CO} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H átomos}}{1 \text{ mol H}}$$
$$= 1.03 \times 10^{24} \text{ H átomos}$$

Verificación ¿La respuesta parece lógica? ¿Cuántos átomos de H habría en 60.06 g de urea?

Problemas similares: 3.27, 3.28.

Ejercicio de práctica ¿Cuántos átomos de H hay en 72.5 g de isopropanol (alcohol para fricción), C_3H_8O?

Por último, es importante mencionar que para los compuestos iónicos como el NaCl y MgO que no contienen unidades moleculares discretas, utilizamos el término *masa fórmula*. La unidad fórmula del NaCl consiste en un ion Na^+ y un ion Cl^-. Así, la masa fórmula del NaCl es la masa de una unidad fórmula:

Observe que la masa combinada de un ion Na^+ y un ion Cl^- es igual a la masa combinada de un átomo de Na y un átomo de Cl.

$$\text{masa fórmula de NaCl} = 22.99 \text{ uma} + 35.45 \text{ uma}$$
$$= 58.44 \text{ uma}$$

y su masa molar es de 58.44 g.

3.4 Espectrómetro de masas

El método más directo y exacto para determinar masas atómicas y moleculares es la espectrometría de masas. En el *espectrómetro de masas*, presentado en la figura 3.3, una muestra en estado gaseoso se bombardea con un haz de electrones de alta energía. Las colisiones entre los electrones y los átomos (o moléculas) en estado gaseoso producen iones positivos al liberarse un electrón de cada átomo o molécula. Estos iones positivos (de masa m y carga e) se aceleran al pasar entre dos placas con cargas opuestas. Los iones acelerados son desviados, por un imán, en una trayectoria circular. El radio de la trayectoria depende de la relación que exista entre la carga y la masa (es decir, e/m). Los iones con menor relación e/m describen una curva con mayor radio que los iones que tienen una relación e/m mayor, de manera que se pueden separar los iones con cargas iguales pero distintas masas. La masa de cada ion (y por lo tanto del átomo o molécula original) se determina por la magnitud de su desviación. Por último, los iones llegan al detector, que registra una corriente para cada tipo de ion. La cantidad de corriente que se genera es directamente proporcional al número de iones, de modo que se puede determinar la abundancia relativa de los isótopos.

El primer espectrómetro de masas, desarrollado en la década de 1920 por el físico inglés F. W. Aston,[2] resulta muy rudimentario hoy día. Aun así demostró, sin lugar a dudas, la existencia de los isótopos neón-20 (masa atómica 19.9924 uma y abundancia natural 90.92%) y neón-22 (masa atómica 21.9914 uma y abundancia natural 8.82%). Con el desarrollo de espectrómetros de masas más sofisticados y más sensibles, los científicos lograron descubrir que el neón tiene un tercer isótopo estable con una masa atómica de 20.9940 uma y una abundancia natural de 0.257% (figura 3.4). Este ejemplo demuestra la gran importancia de la exactitud experimental en una ciencia cuantitativa como la química. Los primeros experimentos no detectaron el isótopo neón-21 debido a que su abundancia natural es de sólo 0.257%. En otras palabras, en 10 000 átomos de Ne, sólo 26 son de neón-21. La masa de las moléculas se puede determinar de manera similar mediante el espectrómetro de masas.

Tenga en cuenta que es posible determinar la masa molar de un compuesto sin conocer su fórmula química.

Revisión de conceptos

Explique cómo el espectrómetro de masas permite a los químicos determinar la masa atómica promedio del cloro, que tiene dos isótopos estables (^{35}Cl y ^{37}Cl).

[2] Francis William Aston (1877-1945). Químico y físico inglés. Recibió el Premio Nobel de Química en 1922 por el desarrollo del espectrómetro de masas.

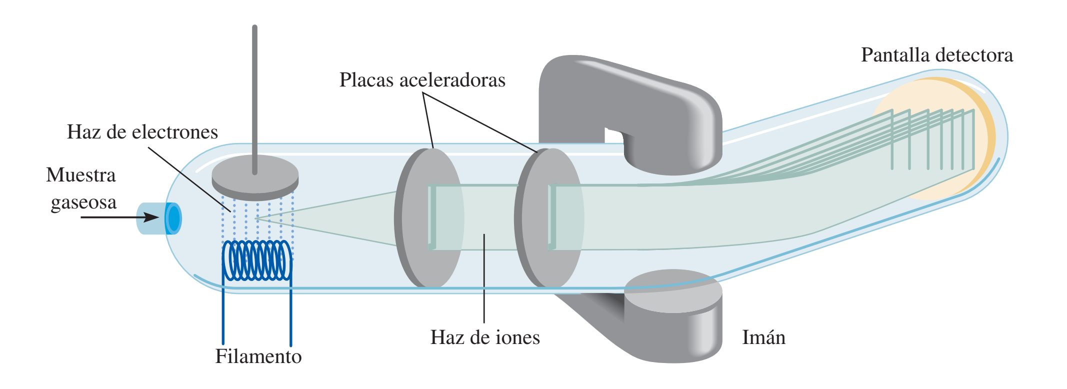


Figura 3.3 Diagrama esquemático de un espectrómetro de masas.

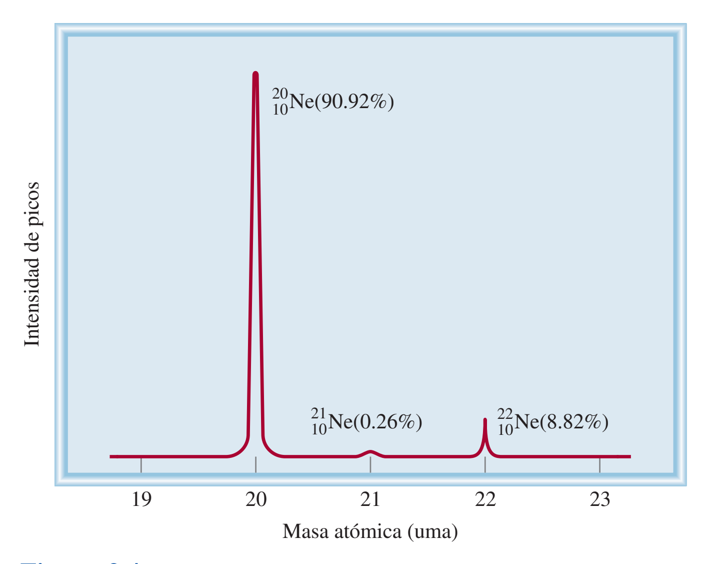


Figura 3.4 El espectro de masas de los tres isótopos del neón.

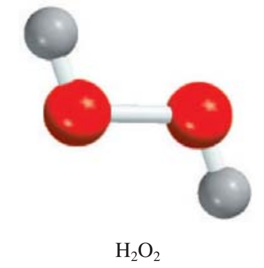
3.5 Composición porcentual de los compuestos

Como hemos visto, la fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada elemento presentes en cada unidad del compuesto. Sin embargo, suponga que necesitamos verificar la pureza de un compuesto para usarlo en un experimento de laboratorio. A partir de la fórmula es posible calcular el porcentaje con que contribuye cada elemento a la masa total del compuesto. De esta manera, al compararlo con el resultado de la composición porcentual obtenida experimentalmente con la muestra, se determina la pureza de la misma.

La ***composición porcentual en masa*** es el *porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto*. La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100%. De manera matemática, la composición porcentual de un elemento en un compuesto se expresa como

$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\% \quad (3.1)$$

donde n es el número de moles del elemento contenidos en 1 mol del compuesto. Por ejemplo, en 1 mol de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) hay 2 moles de átomos de H y 2 moles de átomos de O. Las masas molares de H_2O_2, H y O son 34.02 g, 1.008 g y 16.00 g, respectivamente. Por lo tanto, la composición porcentual de H_2O_2 se calcula como sigue:

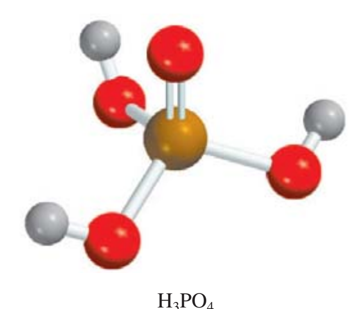


$$\%H = \frac{2 \times 1.008 \text{ g H}}{34.02 \text{ g } H_2O_2} \times 100\% = 5.926\%$$

$$\%O = \frac{2 \times 16.00 \text{ g O}}{34.02 \text{ g } H_2O_2} \times 100\% = 94.06\%$$

La suma de los porcentajes es 5.926% + 94.06% = 99.99%. La pequeña diferencia respecto de 100% se debe al redondeo de las masas molares de los elementos. Si hubiéramos

utilizado para el cálculo la fórmula empírica HO, habríamos obtenido los mismos porcentajes. Esto es porque tanto la fórmula molecular como la fórmula empírica nos dicen la composición porcentual en masa del compuesto.



H_3PO_4

Ejemplo 3.8

El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un líquido incoloro y viscoso que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentífricos y en bebidas gaseosas para "resaltar" el sabor. Calcule la composición porcentual en masa de H, P y O en este compuesto.

Estrategia Recuerde el procedimiento para calcular un porcentaje. Suponga que se tiene 1 mol de H_3PO_4. El porcentaje en masa de cada elemento (H, P y O) se obtiene al dividir la masa molar combinada de los átomos del elemento en 1 mol de H_3PO_4 entre la masa molar del compuesto, y después multiplicar por 100%.

Solución La masa molar del H_3PO_4 es 97.99 g. Por lo tanto, el porcentaje en masa de cada uno de los elementos en el H_3PO_4 es

$$\%\text{H} = \frac{3(1.008\text{ g})\text{ H}}{97.99\text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 3.086\%$$

$$\%\text{P} = \frac{30.97\text{ g P}}{97.99\text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 31.61\%$$

$$\%\text{O} = \frac{4(16.00\text{ g})\text{ O}}{97.99\text{ g H}_3\text{PO}_4} \times 100\% = 65.31\%$$

Verificación ¿Los porcentajes suman 100%? La suma de los porcentajes (3.086% + 31.61% + 65.31%) es igual a 100.01%. La pequeña diferencia con respecto de 100% se debe a la forma en que se redondeó.

Problema similar: 3.40.

Ejercicio de práctica Calcule la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Porcentaje de masa

↓ Convertir a gramos y dividir entre la masa molar

Moles de cada elemento

↓ Dividir entre el número de moles más pequeño

Proporciones de moles de los elementos

↓ Cambiar a subíndices enteros

Fórmula empírica

Figura 3.5 Procedimiento para calcular la fórmula empírica de un compuesto a partir de su composición porcentual.

El procedimiento del ejemplo anterior puede invertirse si es necesario. Si conocemos la composición porcentual en masa de un compuesto podemos determinar su fórmula empírica (figura 3.5). Debido a que se tienen porcentajes y la suma de todos ellos constituye 100%, conviene suponer que se empezó con 100 g del compuesto, como se muestra en el ejemplo 3.9.

Ejemplo 3.9

El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto. Está formado por 40.92% de carbono (C), 4.58% de hidrógeno (H) y 54.50% de oxígeno (O) en masa. Determine su fórmula empírica.

Estrategia En una fórmula química los subíndices representan la relación del número de moles de cada elemento que se combina para formar un mol del compuesto. ¿Cómo podemos convertir la masa porcentual en moles? Si suponemos una muestra de exactamente 100 g del compuesto, ¿podremos conocer la masa de cada elemento en el compuesto? ¿Cómo convertimos los gramos en moles?

Solución Si tenemos 100 g de ácido ascórbico, entonces cada porcentaje se puede convertir directamente a gramos. Por lo tanto, en esta muestra habrá 40.92 g de C, 4.58 g de H y 54.50 g de O. Debido a que los subíndices en la fórmula representan una relación de moles, es necesario convertir los gramos de cada elemento en moles. La masa molar de cada